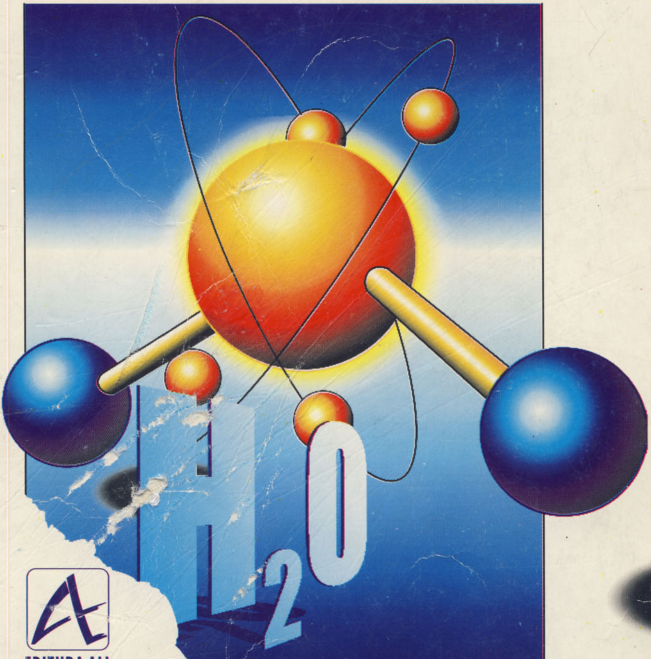
MINISTERUL EDUCAȚIEI NAȚIONALE

CHIMIE

MANUAL PENTRU CLASA A VII-A

Cornelia Gheorghiu   Claudia Panait



EDITURA ALL

MINISTERUL EDUCAȚIEI NAȚIONALE

Cornelia Gheorghiu
profesor emerit

Dr. Claudia Panait
profesor universitar

Chimia

Manual pentru clasa a VII-a

ALL

CHIMIE

Manual pentru clasa a VII-a

Cornelia Gheorghiu, Claudia Panait

Copyright © 1998 by **ALL EDUCATIONAL**
ISBN: 973-9392-61-X

Toate drepturile asupra prezentei ediții aparțin Editurii **ALL EDUCATIONAL.**

Nici o parte din acest volum nu poate fi copiată
fără permisiunea scrisă a Editurii **ALL EDUCATIONAL.**

Redactor: Mircea Moldoveanu
Tehnoredactor: Florian Bulmez
Copertă: Daniel Ţuţunel
Grafică: Florian Bulmez

Editura **ALL EDUCATIONAL**
B-d. Timişoara nr. 58, sect. 6
76548 – Bucureşti
Tel: 413 11 58, 413 43 21, 413 18 50
Fax: 413 05 40

Departament difuzare
Tel: 413 03 29, 413 16 12, 413 07 15

PRINTED IN ROMANIA

1

Introducere în studiul chimiei

1.1. Materie. Corp. Substanță

Lumea este formată din materie.

Materia se caracterizează prin mai multe proprietăți, dintre care cele mai importante sunt:

- ocupă un spațiu;
- prezintă o masă proprie;
- se găsește într-o continuă mișcare și transformare;
- apare sub diferite forme;
- nu dispare și nici nu se creează.

În viața de toate zilele, materia se întâlnește sub diferite forme concrete.

Masa, scaunul, banca, creionul, cartea, caietul, ciocanul, menghina, cleștele de cuie, dalta, apa dintr-un pahar, aerul din camera unei biciclete etc. sunt **corpuri**, adică *porțiuni din materie*.

Materia din care este alcătuit un corp se numește substanță.

De exemplu: fierul, aluminiul, lemnul, hârtia, apa, oxigenul sunt doar câteva exemple de substanțe *.

Dintre corpurile mai sus enumerate, masa, scaunul și banca sunt confecționate din lemn, cartea și caietul, din hârtie, iar menghina, cleștele de cuie și dalta, din fier.

Atenție! Noțiunea de corp nu trebuie confundată cu noțiunea de substanță.

1.2. Proprietățile substanțelor

În activitatea zilnică, întâlnim un număr foarte mare de substanțe. Ele se deosebesc prin: stare de agregare, culoare, gust, miros etc. Aceste însușiri caracteristice sunt cunoscute sub denumirea de *proprietăți*.

Însușirile caracteristice, cu ajutorul cărora se recunoaște o substanță, se numesc proprietăți.

---

* În clasele superioare veți învăța și noțiunea de material, care este diferită de cea de substanță.

Privind cu atenţie o bucată de cărbune (mangal) şi o bară sau placă de aluminiu, se pot distinge o serie de proprietăţi prin care cele două substanţe se deosebesc. Astfel, deşi ambele sunt solide, cărbunele este de culoare neagră, cu aspect mat, iar aluminiul, de culoare alb-argintie, cu luciu metalic.

Experimental puteţi stabili şi alte proprietăţi care diferenţiază cărbunele de aluminiu.

Activitate independentă a elevilor

a. Luaţi, cu un cleşte, o bucată de cărbune şi încălziţi-o în flacără (fig. 1.1, *a*).

b. Presăraţi pilitură de aluminiu în flacăra unei spirtiere (fig. 1.1, *b*) şi urmăriţi ce transformări au loc.

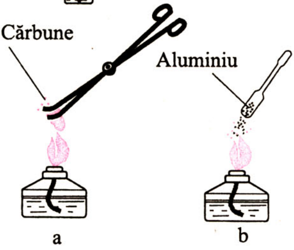


Fig. 1.1. Cărbunele şi pilitura de aluminiu, încălzite, ard în aer

Din cele două experienţe rezultă că ambele substanţe ard, dar, în timp ce cărbunele ajunge la incandescenţă, împrăştie scântei galbene şi se transformă într-un gaz (dioxidul de carbon), pilitura de aluminiu arde cu scântei albe strălucitoare, transformându-se într-o pulbere albă.

Noile substanţe obţinute în urma arderii cărbunelui şi aluminiului au compoziţie diferită de cea a substanţelor iniţiale.

Deci, cărbunele şi aluminiul pot fi deosebite nu numai după aspect, ci şi după comportarea lor la încălzire.

Proprietăţi care se referă la transformări, care modifică compoziţia substanţelor, se numesc proprietăţi chimice.

În consecinţă, rezultă că *proprietatea substanţelor de a arde este o proprietate chimică*. Mai târziu se vor studia şi alte proprietăţi chimice ale substanţelor.

Starea de agregare, culoarea, gustul, mirosul, solubilitatea etc. sunt proprietăţi care nu modifică compoziţia substanţelor. Acestea constituie *proprietăţile fizice* ale substanţelor.

Unele proprietăţi fizice se exprimă prin valori numerice cunoscute sub denumirea de *constante fizice*, de exemplu: densitatea, punctul de topire, de fierbere etc. Aceste constante sunt invariabile pentru aceeaşi substanţă, luată în aceleaşi condiţii.

Proprietăţile care se referă la aspectul, la constantele fizice sau la alte însuşiri ale căror transformări nu schimbă compoziţia substanţelor, se numesc proprietăţi fizice.

(opac) mat = prin care nu se vede nimic
incandescență = a se înroși
expansibilitate = cât se poate dilata (a întinde)
compresibilitate = a se comprima (micșora)

Comparați proprietățile fizice ale pucioasei (sulfului) cu cele ale fierului.

Printre proprietățile fizice caracteristice substanțelor, un loc important îl ocupă starea de agregare.

Din studiul fizicii în clasa a VI-a se cunoaşte că substanțele se pot găsi în trei stări de agregare, şi anume:

– *starea solidă*, caracterizată prin volum propriu şi formă proprie;

– *starea lichidă*, caracterizată prin volum propriu şi formă nedeterminată;

– *starea gazoasă*, caracterizată prin volum şi formă nedeterminate, expansibilitate şi compresibilitate.

Exemple de substanțe care, la temperatura obişnuită, se găsesc în stare solidă: cărbunele, pucioasa (sulful), iodul, fierul, cuprul, cositorul, aluminiul, aurul, argintul, piatra vânătă, soda de rufe, soda caustică, zahărul etc.

Exemple de substanțe care, la temperatura obişnuită, se găsesc în stare lichidă: mercurul, apa, alcoolul, eterul, vitriolul, acetona etc.

Exemple de substanțe care, la temperatura obişnuită, se găsesc în stare gazoasă: oxigenul, hidrogenul, azotul, dioxidul de carbon, dioxidul de sulf, amoniacul, metanul.

Stările de agregare ale substanțelor şi celelalte proprietăți fizice pot fi recunoscute fie prin organele de simț, fie cu ajutorul diferitelor aparate de măsură (studiate la fizică), după cum rezultă din tabelul 1.1.

Tabelul 1.1

Nr. crt	Proprietatea fizică	Modul de recunoaştere
1	stare de agregare	cu ajutorul organelor de simț
2	culoare	
3	miros	
4	gust*	
5	solubilitate	cu ajutorul aparatelor de măsură
6	densitate	
7	punct de topire	
8	punct de fierbere	
9	conductibilitate termică şi electrică	
10	duritate	

Atenție! *Substanțele chimice nu se gustă.

Care sunt proprietățile fizice şi chimice ale apei, pe care le puteți stabili?

Proprietățile chimice ale substanțelor se pot pune în evidență în laborator, folosind aparatură, ustensile şi metode de lucru speciale, după cum se va vedea mai departe.

Teme de control

1. Din ce substanțe sunt constituite corpurile enumerate în continuare: catedra, scaunul, farfuria, geamul, cheia şi freza?

2. Citiți cu atenție afirmațiile următoare. Specificați care sunt proprietățile fizice şi care sunt proprietățile chimice exemplificate în afirmațiile date.

Sulful arde.	Aurul are culoarea galbenă.
Zahărul are gust dulce.	Vinul lăsat liber, în aer, se oțeteşte.
În timpul verii firele de telegraf se dilată.	Panglica de magneziu arde cu flacără orbitoare.

3. Care este starea de agregare, la temperatura obişnuită a următoarelor substanțe: soda caustică, amoniacul, hidrogenul, argintul, mercurul, sulful, metanul, dioxidul de sulf?

1.3. Aparatura şi ustensilele folosite în laboratorul de chimie

Chimia este una dintre ştiințele legate nemijlocit de practică. De aceea, lecțiile de chimie trebuie să se desfăşoare într-o încăpere special amenajată şi dotată pentru demonstrarea proprietăților şi utilizărilor diferitelor substanțe. Această încăpere se numeşte *laboratorul de chimie*. Materialul folosit în laboratorul de chimie se poate grupa în două mari categorii:

A. substanțe chimice şi

B. aparatură de laborator

Aparatura de laborator, la rândul ei, cuprinde:

1. aparatură de uz general;

2. aparatură specială;

3. materiale auxiliare.

Întrucât aparatura specială va fi descrisă atunci când va fi folosită, în continuare se vor prezenta aparatura de uz general şi materialele auxiliare, absolut necesare într-un laborator de chimie.

Aparatura de uz general este confecționată, în cea mai mare parte, din sticlă. Câteva vase de laborator sunt confecționate din porțelan.

În tabelul 1.2 sunt prezentate cele mai uzuale vase de laborator confecționate din sticlă.

Tabelul 1.2

Aparatura de uz general confecționată din sticlă

Fig. 1.2.1.
Eprubetă

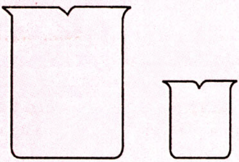


Fig. 1.2.2.
Pahare Berzelius

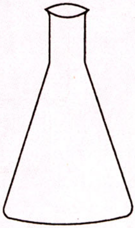


Fig. 1.2.3
Pahar Erlenmeyer

Fig. 1.2.4
Balon cu fund plat

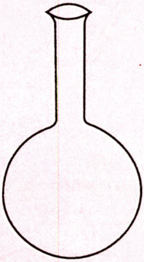


Fig. 1.2.5
Balon cu fund rotund

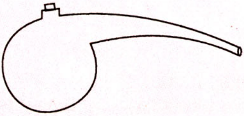


Fig. 1.2.6
Retortă

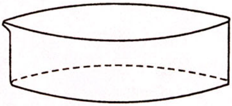


Fig. 1.2.7.
Cristalizator

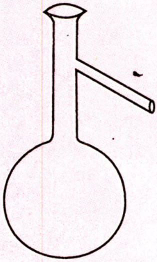


Fig. 1.2.8.
Balon Würtz (cu tub lateral)

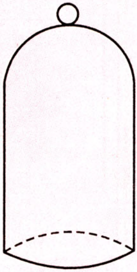


Fig. 1.2.9.
Clopot de sticlă

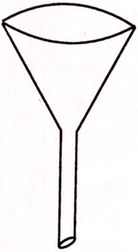


Fig. 1.2.10.
Pâlnie de filtrare

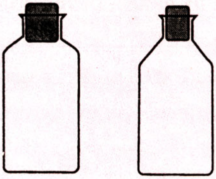


Fig. 1.2.12.
Sticle pentru reactivi

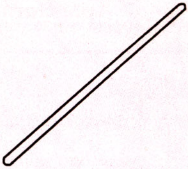


Fig. 1.2. 13.
Baghetă

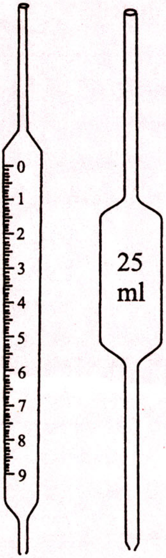


Fig. 1.2.11.
Pipete

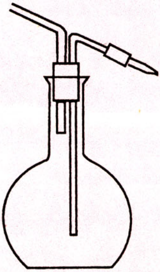


Fig. 1.2.14.
Pisetă (Stropitor)

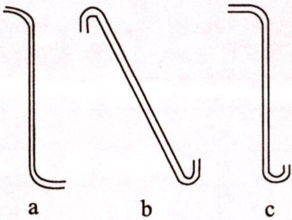


Fig. 1.2.15.
Tuburi de culegere pentru gaze

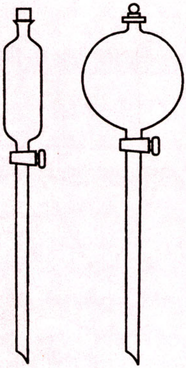


Fig. 1.2.16
Pâlnii de separare

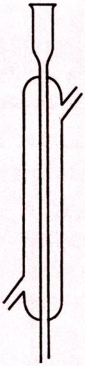


Fig. 1.2.17.
Refrigerent

Fig. 1.2.18
Sticlă de ceas

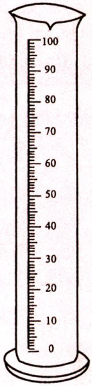


Fig. 1.2.19.
Cilindru gradat

baloane cotate, biurete, cutii Petri, barbotoare

În tabelul 1.3 sunt prezentate câteva vase de laborator din porțelan.

Tabelul 1.3

Vase de laborator din porțelan

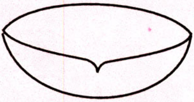


Fig. 1.3.1.
Capsulă

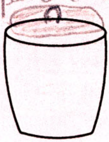


Fig. 1.3.2.
Creuzet

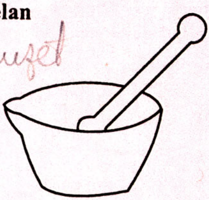


Fig. 1.3.3.
Mojar cu pistil

În tabelul 1.4 sunt prezentate materialele auxiliare și ustensilele folosite foarte des în laboratorul de chimie.

Tabelul 1.4

Ustensile de laborator

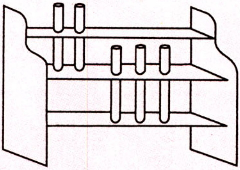


Fig. 1.4.1.
Stativ pentru eprubete

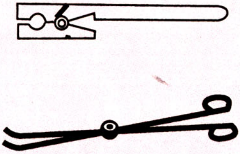


Fig. 1.4.2
Cleşte din lemn şi din fier

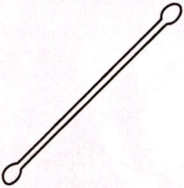


Fig. 1.4.3.
Spatulă

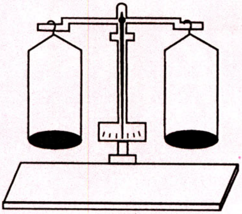


Fig. 1.4.4.
Balanță tehnică

Fig. 1.4.5.
Lingură de ars

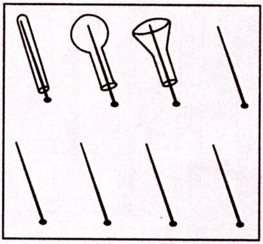


Fig. 1.4.6.
Stativ de uscare a sticlăriei

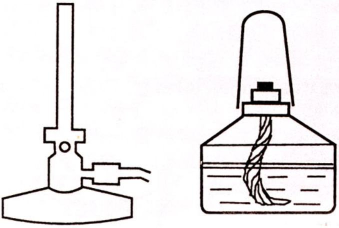


Fig. 1.4.7.
Surse de încălzire

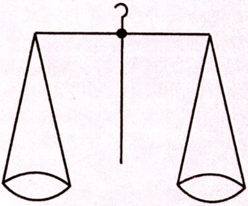


Fig. 1.4.8.
Balanță farmaceutică

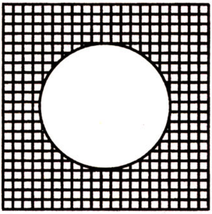


Fig. 1.4.9.
Sită de azbest

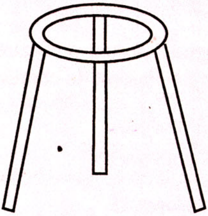


Fig. 1.4.10.
Trepied

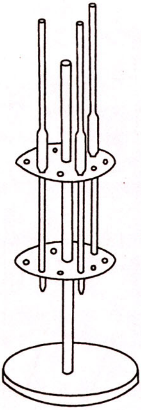


Fig. 1.4.11.
Stativ pentru pipete

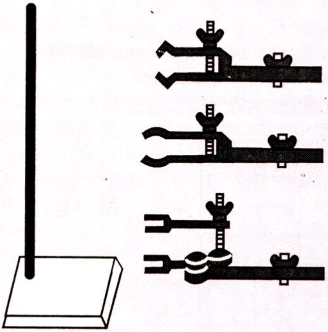


Fig. 1.4.12.
Suport universal şi cleme

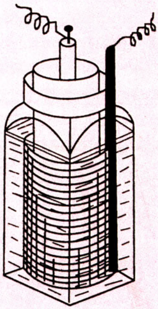


Fig. 1.4.13.
Sursă de curent electric

1.3.1. Manipularea surselor de încălzire şi a vaselor de sticlă

Întrucât majoritatea transformărilor substanţelor au loc prin încălzire, vor fi prezentate sursele de încălzire folosite obişnuit în laborator şi se vor da câteva indicaţii cu privire la manipularea acestora şi a vaselor de laborator.

Indicaţiile următoare le veţi aplica, cu multă atenţie, în efectuarea experienţelor.

Ca sursă deschisă de întălzire (cu flacără), alături de becul de gaz (becul Bunsen sau Teclu), se mai foloseşte încă „lampa de spirt" sau spirtiera.

În becul Bunsen gazul se introduce printr-un tub lateral, iar aerul necesar combustiei intră prin orificii situate radial. Temperatura flăcării poate ajunge până la 1500°C.

Becul Teclu a fost descoperit de chimistul român Nicolae Teclu, care s-a ocupat de studiul flăcărilor. Spre deosebire de becul Bunsen, în becul Teclu intrarea şi reglarea aerului necesar combustiei se fac cu ajutorul unei rondele care se mişcă vertical. Temperatura flăcării becului Teclu depăşeşte 1500°C.

În mânuirea spirtierei se recomandă respectarea următoarelor indicaţii:

– când nu este folosită, lampa de spirt trebuie să stea acoperită (altfel alcoolul se evaporă);

– lampa trebuie aprinsă numai cu chibrit şi nu de la falcăra unei alte lămpi, deoarece prin înclinarea spirtierei spre sursa de aprindere se prelinge alcoolul pe pereţii exteriori şi se poate aprinde;

– flacăra spirtierei se stinge prin acoperire cu capacul şi nu prin suflare.

La folosirea becului cu gaz trebuie respectate următoarele reguli:

– pentru aprinderea becului se ţine un chibrit aprins lateral deasupra tubului cilindric al becului şi numai după aceea se deschide robinetul de gaz;

– în cazul oscilării flăcării deasupra şi dedesubtul tubului de ardere se reduce debitul de aer până la obţinerea unei flăcări albăstrui, fixe;

– când flacăra arde în interiorul tubului, se stinge becul, se lasă să se răcească, se micşorează debitul de gaz prin manevrarea supapei, s, din figura 1. 5 şi apoi se aprinde din nou, cu respectarea indicaţiilor de mai sus;

– flacăra becului se stinge prin închiderea completă a robinetului de gaz.

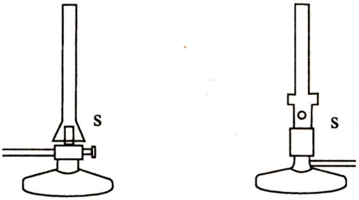


Fig. 1.5.
Bec Teclu   Bec Bunsen

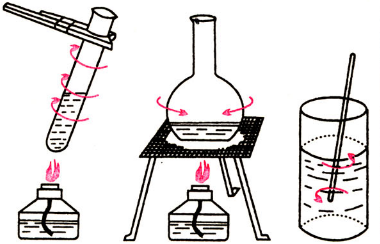
Indiferent de sursa deschisă de încălzire folosită, obiectul de

încălzit trebuie plasat în treimea superioară a flăcării, iar vasul se va agita uşor, spre a favoriza o încălzire uniformă, evitându-se astfel spargerea.

În mânuirea sticlăriei de laborator trebuie respectate anumite reguli elementare, dintre care enumerăm:

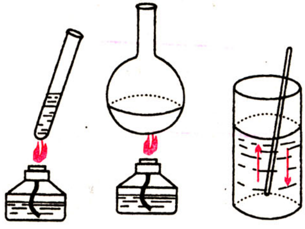
– în cazul încălzirii eprubetelor direct în flacără, este necesară o agitare continuă (fig. 1.6, a);

– încălzirea vaselor de sticlă cu fund plat se face, în general, pe sită de azbest (fig. 1.6, b);



a b c

Fig. 1.6. Încălzire şi agitare corecte



a b c

Fig. 1.7. Încălzire şi agitare incorecte

(Figura 1.6, a, b, c indică încălzirea şi agitarea corectă a soluţiilor din diferite vase de sticlă, iar figura 1.7, a,b,c reprezintă, prin opoziţie, încălzirea şi agitarea incorecte).

– vasele fierbinţi se aşază cu precauţie pe un suport izolator, întrucât pereţii subţiri, la cald, sunt şi mai fragili;

Atenţie! Sticla fierbinte are aceeaşi înfăţişare ca şi sticla rece. Nu atingeţi vasele fierbinţi!

– substanţele solide nu trebuie lăsate să cadă pe verticală în vasul de sticlă, deoarece vasul se poate sparge din cauza loviturii;

– când se astupă un vas de sticlă, acesta trebuie ţinut cu mâna cât mai aproape de gâtul lui;

– clemele cu care se prind tuburile sau instalaţiile de sticlă se îmbracă cu cauciuc, azbest sau hârtie;

– după utilizare, vasele se spală cu detergenţi sau alte substanţe chimice, după care se clătesc cu apă, apoi cu apă distilată şi se lasă la uscat în stative speciale (fig. 1.4.6.).

Teme de control

1. Analizaţi aparatura din tabelele 1.2, 1.3 şi 1.4.

Desenaţi în caietele voastre următoarele:

1) Pahar Berzelius
2) Pahar Erlenmeyer
3) Balon cu fund plat
4) Cristalizator
5) Pâlnie de filtrare
6) Refrigerent
7) Sticlă de ceas
8) Capsulă
9) Mojar cu pistil
10) Lingură de ars
11) Trepied
12) Suport universal

2. În tema **1.** menționați numerele aparatelor confecționate din sticlă și ale celor confecționate din porțelan.

3. Corectați erorile strecurate în afirmațiile de mai jos:

a. Paharul Berzelius și paharul Erlenmeyer au aceeași formă, dar au dimensiuni diferite.

b. Cristalizatorul este un pahar Berzelius cu diametru mare.

c. Pipeta este un tub cilindric de sticlă, prevăzut cu robinet în partea inferioară.

d. Refrigerentul are aceeași formă și dimensiune ca pâlnia de separare.

e. Sticla de ceas este confecționată din porțelan.

f. Creuzetul este un pahar Berzelius de dimensiuni mici.

g. Balanța farmaceutică se mai numește și balanță tehnică.

h. Stativul pentru eprubete este identic cu stativul pentru pipete.

i. Agitarea eprubetei cu soluție se efectuează pe direcția verticală.

j. Încălzirea, soluției aflate într-un balon cu fundul plat se efectuează menținând balonul direct în flacăra unui bec de gaz.

1.4. Fenomene fizice și fenomene chimice

În paragraful 1.1 s-a arătat că materia se află într-o continuă mișcare și transformare; drept urmare, ea apare sub diferite forme.

Transformările substanțelor se numesc fenomene

Înghețarea și fierberea apei, topirea gheței, dilatarea corpurilor, arderea lemnului, ruginirea fierului sunt doar câteva exemple de fenomene.

Numărul fenomenelor fiind extrem de mare, apare evident necesitatea unei clasificări a acestora.

În acest scop se va analiza natura fenomenelor realizate în laborator.

Activitate independentă a elevilor

Sarcini de lucru:

Luați două așchii de brad de aceeași formă și dimensiuni. Rupeți una din așchii în bucăți mici și strângeți bucățile rupte într-o capsulă. Aprindeți cea de-a doua așchie și strângeți produsul rezultat în urma arderii în altă capsulă. Comparați atât cele două fenomene, ruperea și arderea așchiilor de brad, cât și produsele rezultate în urma lor.

Repetați experiențele folosind două bucăți de hârtie de aceleași dimensiuni și formă.

Sarcina finală:

Comparați fenomenele la care au fost supuse așchiile de brad și bucățile de hârtie și stabiliți deosebirile dintre ele.

Din experiențele efectuate se deduc următoarele concluzii:

– Ruperea așchiei de lemn și a bucății de hârtie sunt fenomene care modifică dimensiunile și forma acestora, dar nu și natura lor. Compoziția lemnului și cea a hârtiei au rămas aceleași și după fragmentare.

Transformările de stare și de poziție pe care le suferă corpurile, lăsând nemodificată compoziția substanțelor, se numesc fenomene fizice.

Dați exemple de fenomene fizice studiate la fizică.

Dați exemple de fenomene chimice întâlnite în viața de toate zilele.

– Arderea lemnului și a hârtiei reprezintă un fenomen care schimbă atât aspectul, dimensiunea și forma acestora, cât și natura substanțelor din care sunt constituite. Produsele rezultate în urma arderilor sunt substanțe cu proprietăți noi și compoziție diferită față de compoziția substanțelor inițiale (lemnul și hârtia).

Fenomenele care modifică compoziția substanțelor, transformându-le în substanțe cu proprietăți noi, se numesc fenomene chimice.

Deci, după natura lor, fenomenele se pot clasifica în două mari categorii:

– fenomene fizice și

– fenomene chimice.

De exemplu: înghețarea și fierberea apei, topirea gheței, dilatarea corpurilor, mărunțirea zahărului, tăierea lemnului, ruperea hârtiei, întinderea sau comprimarea unui resort sunt *fenomene fizice*.

Carbonizarea zahărului, arderea lemnului, a hârtiei sau a altor substanțe, ruginirea fierului sunt câteva exemple de *fenomene chimice*.

Teme de control

1. Daţi două exemple de corpuri diferite, care pot fi supuse la acelaşi fenomen fizic.

2. Folosind drept exemplu sulful, arătaţi două cazuri de fenomene fizice şi un caz de fenomen chimic la care poate fi supus.

1.5. Obiectul chimiei

Studiul fenomenelor chimice constituie obiectul chimiei.

Chimia este ştiinţa care studiază compoziţia, proprietăţile şi transformările chimice ale substanţelor.

Fizica, chimia şi biologia constituie ştiinţele fundamentale ale naturii.

Numărul substanţelor chimice fiind foarte mare, pentru a putea fi studiate, s-a simţit nevoia unei clasificări.

O primă clasificare a substanţelor chimice se face *după natura lor*, în următoarele două categorii:

– *substanţe neorganice* sau *minerale*, care se găsesc cu precădere în regnul mineral, şi

– *substanţe organice*, care se găsesc cu precădere în regnul animal sau cel vegetal.

Dintre substanţele *neorganice* cunoscute din viaţa de toate zilele sau din studiul altor obiecte, se pot enumera: *oxigenul, azotul, carbonul, fierul, aluminiul, cuprul, dioxidul de carbon, sarea, calcarul.*

Se cunosc, de asemenea, multe substanţe *organice*, ca de exemplu: *metanul, petrolul, cauciucul, zahărul, amidonul, celuloza* etc.

Compoziţia, proprietăţile şi transformările substanţelor neorganice se studiază, în cadrul *chimiei neorganice (anorganice)*, iar cele ale substanţelor organice, în cadrul *chimiei organice.*

După natura substanţelor studiate, chimia se împarte în două mari ramuri:

Care este obiectul chimiei?

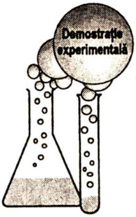
– chimia neorganică, anorganică sau minerală şi

– chimia organică

1.6. Substanțe pure și amestecuri de substanțe

Orice substanță chimică prezintă o compoziție bine determinată constantă. Ca urmare, aceeași substanță chimică, luată în aceleași condiții, prezintă proprietăți invariabile. În natură însă majoritatea substanțelor se găsesc sub formă de amestecuri, iar compoziția și proprietățile acestora sunt variabile.

Pentru a compara proprietățile unei substanțe pure cu proprietățile unui amestec pornim de la experiență.



Demonstrație experimentală

1. Se introduc, în patru pahare Erlenmeyer, cantități egale de apă. Se păstrează un pahar drept martor, se dizolvă sodă de rufe în cel de-al doilea, sulfat de cupru în cel de-al treilea și permanganat de potasiu în cel de-al patrulea (fig. 1.8).

Apa curată din primul pahar este incoloră, fără gust și fără miros. Soluția de sodă de rufe este incoloră, leșioasă, unsuroasă la pipăit și fără miros.

Soluția de piatră vânătă (sulfat de cupru) este albastră.

Soluția de permanganat de potasiu este violetă.

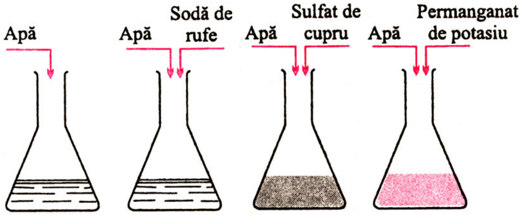


Fig. 1.8. Prin amestecare s-au modificat proprietățile fizice ale substanțelor

2. Se încălzește concomitent, până la fierbere, conținutul fiecărui pahar și se măsoară, la fiecare probă, temperatura de fierbere.

Observații:

– apa curată fierbe la 100°C, iar

– apa, în care s-au dizolvat soda de rufe, sulfatul de cupru sau permanganatul de potasiu, fierbe la temperaturi mai mari decât 100°C.

Din cele două experiențe se pot deduce următoarele concluzii:

– în primul pahar Erlenmeyer se găsește o substanță pură, a cărei compoziție nu se modifică prin fierbere (se știe că apa pură fierbe la 100°C și se solidifică la 0°C);

– în celelalte trei pahare se găsesc amestecuri de două substanţe, fapt care a produs modificarea proprietăţilor fizice ale acestora (temperatură de fierbere, culoare).

Deci:

Substanţa pură este substanţa perfect curată, a cărei compoziţie rămâne neschimbată prin operaţii fizice.
Amestecul este rezultatul unor operaţii fizice de punere în comun a două sau mai multe substanţe, între care nu au loc fenomene chimice.

După compoziţie, amestecurile pot fi clasificate în două categorii:
– *amestecuri omogene*, care au în toată masa lor aceeaşi compoziţie şi aceleaşi proprietăţi;
– *amestecuri neomogene*, care au compoziţie diferită în masa lor şi, în consecinţă, au proprietăţi diferite.

Exemple de amestecuri omogene: vinul, soluţia de sare, soluţia de zahăr etc.

Ce sunt substanţele pure?
Daţi trei exemple de substanţe pure.

Exemple de amestecuri eterogene: apa de râu, rocile etc.

Ce sunt amestecurile?
Daţi două exemple de amestecuri din natură.

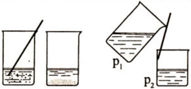
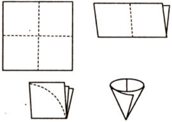
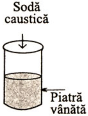
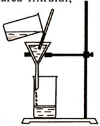
Amestecarea, operaţie ce stă la baza obţinerii amestecurilor, este folosită adesea în practică, de exemplu la obţinerea mortarului, betonului, soluţiilor, vopselelor, aliajelor etc.

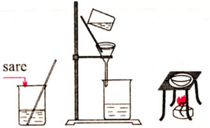
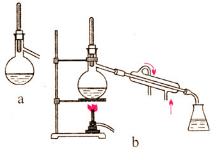
1.7. Metode de separare a substanţelor din amestecuri

Întrucât în laborator, în industrie şi în viaţa de toate zilele sunt necesare, de multe ori, substanţe în stare pură, pentru obţinerea lor se folosesc diverse metode de separare.

Cele mai frecvente metode de laborator, pentru separarea substanţelor din amestecuri, sunt prezentate în tabelul 1.5.

Tabelul 1.5

Metoda	Modul de lucru	Aplicații industriale
1	2	3
Decantarea Operația de separare dintr-un lichid a unei substanțe solide, insolubile în lichidul respectiv și cu densitate mai mare decât a acestuia, se numește decantare.	Într-un pahar Berzelius, p_1, se amestecă, cu ajutorul unei baghete, marmură pisată și apă (fig. 1.9, *a*). Se lasă amestecul în stare de repaus (1-2 minute), până se depune marmura pisată pe fundul paharului (fig. 1.9, *b*). Lichidul separat se prelinge apoi cu grijă pe baghetă în alt pahar Berzelius p_2 (fig. 1.9, *c*). Astfel, substanța solidă a rămas în paharul p_1, iar lichidul a fost separat în paharul p_2.  a b c **Fig. 1.9** Decantarea	În industrie, decantarea se realizează în bazine mari, jgheaburi înclinate sau dispozitive speciale numite decantoare. Ele sunt folosite la purificarea sării extrase din saline, la separarea mecanică a minereurilor de argint și aur, la limpezirea apelor folosite la spălarea combustibililor solizi (cărbunii de pământ) etc.
Filtrarea Operația de separare printr-un filtru a unei substanțe solide, insolubile în lichidul cu care este amestecată, se numește filtrare. Spre deosebire de decantare, filtrarea se aplică de obicei când substanța solidă are densitatea mai mică sau aproape egală cu cea a lichidului.	1) Filtrarea în laborator se va realiza într-o pâlnie de sticlă cu ajutorul unei *hârtii de filtru*, pregătită în felul următor: – se taie o bucată de hârtie de filtru sub forma unui pătrat și apoi se împăturește de două ori, ca în fig. 1.10, *a*. Se rotunjesc colțurile astfel încât înălțimea hârtiei de filtru să fie mai mică decât pâlnia. Filtrul astfel pregătit se deschide sub forma unui con și se fixează prin umezire, pe pâlnie. 2) Separat, într-un pahar Berzelius, se tratează o soluție de piatră vânătă cu o soluție de sodă caustică (fig. 1.10, *b*). Se obține un *precipitat*, adică o substanță solidă insolubilă în soluția rezultată. Precipitatul obținut are o culoare albastră și un aspect gelatinos. 3) Urmează filtrarea propriu-zisă, care se efectuează ca în figura 1.10, *c*. Pe hârtia de filtru rămâne precipitatul, iar în paharul Berzelius se adună *filtratul*.  **Fig. 10**. Filtrarea: *a* – confecționarea filtrului;  *b* – obținerea precipitatului;  *c* – operația de filtrare	Filtrarea constituie o metodă practicată în industrie, în scopul separării dintr-un amestec a componenților cu grad de diviziune și densitate diferite. Cele mai frecvente filtre industriale utilizate în industria alimentară sunt filtre-presă, care accelerează filtrarea cu ajutorul presiunii produse de pompe sau compresoare.

1	2	3
Cristalizarea Operația de trecere a unei substanțe din soluție, din stare lichidă sau gazoasă în stare solidă, sub formă de cristale (figuri geometrice mărginite de suprafețe plane), se numește cristalizare. Cristalizarea se poate realiza prin mai multe metode. Dintre acestea, se reprezintă cristalizarea prin evaporarea unei soluții.	– Într-un pahar Berzelius se dizolvă în apă sare de bucătărie. – Se filtrează soluția obținută, pentru ca eventualele substanțe străine, sau mai puțin solubile să fie îndepărtate. Filtratul se toarnă într-o capsulă și se încălzește până când toată apa se evaporă. Se observă că pe fundul capsulei rămân mici cristale de sare de bucătărie (fig. 1.11).  **Fig. 1.11.** Cristalizarea prin evaporare	Concentrarea soluțiilor de zahăr și apoi cristalizarea zahărului au loc în industrie în centrifuge speciale. Cristalizarea sărurilor se face în cristalizoare speciale, sub forma unor rezervoare dreptunghiulare deschise sau sub forma unor turnuri în care soluțiile răcite sunt pulverizate, pentru a cristaliza mai ușor.
Distilarea Operația de separare a componenților dintr-un amestec de lichide, prin fierbere urmată de condensare, se numește distilare.	Într-un balon cu fund rotund și tub lateral (Würtz) se introduce un amestec de apă și alcool. Se astupă balonul cu un dop de cauciuc la care este adaptat un termometru (fig. 1.12, *a*). După fixarea balonului în stativ se montează refrigerentul, ca în fig. 1.12, *b*. (Se reamintește că refrigerentul este format dintr-un tub de sticlă situat în interiorul unui manșon prin care circulă apă rece.) Se încălzește balonul și se observă că, la temperatura de 78°C, alcoolul începe să fiarbă. Vaporii de alcool, dând de pereții reci ai tubului din interiorul refrigerentului, se condensează. În vasul de culegere se adună distilatul (în cazul de față alcoolul). Când temperatura depășește 80-82°C, se schimbă vasul de culegere. După distilarea alcoolului, temperatura lichidului din balon crește, iar la 100°C fierbe din nou. Vaporii de apă rezultați condensează în refrigerent. Apa distilată, separată de alcool, este adunată în alt vas pregătit din timp.  Fig. 1.12 Distilarea	Distilarea are multe și variate utilizări în industrie. Cea mai importantă rămâne prelucrarea țițeiului în rafinării, prelucrarea care se bazează pe distilarea fracționată (adică separarea pe fracțiuni) a acestuia. În urma procesului de distilare, se obțin următoarele fracțiuni: benzina, petrolul lampant, motorina și păcura. * În concluzie, se poate afirma că atât în laboratoare, dar mai ales în industrie metodele de separare a substanțelor dintr-un amestec sunt de o deosebită importanță.

Activitate independentă a elevilor

Atenție! Pentru fiecare metodă de separare respectați cu strictețe următoarele indicații:

– Citiți cu atenție informațiile cuprinse în coloana 1 a tabelului 1.5.

– Urmăriți cu multă băgare de seamă experiențele demonstrative efectuate de profesor*.

– Executați experiențele indicate în coloana 2 a aceluiaşi tabel şi respectați întocmai modul de lucru.

– Notați observațiile în caiet după fiecare metodă de separare şi rețineți aplicațiile indicate în coloana 3.

Teme de control

1. Într-un pahar cu apă se adaugă o lingură de nisip. Ce metodă propuneți pentru a separa apa de nisip? Verificați practic metoda propusă.

2. Considerați că aveți o sticlă cu vin care, stând în condiții nefavorabile, a făcut floare. Cum veți proceda pentru a înlătura complet floarea şi pentru a obține un vin curat?

3. În două pahare identice aveți câte un lichid incolor şi fără miros. Ştiind că într-un pahar este apă curată, iar în celălalt soluție de sare (saramură), cum veți proceda pentru a stabili în care pahar este soluția de saramură, fără să gustați nici una dintre soluții?

1.8. Amestec şi combinație

Pentru a deduce ce este, cum se obține şi care sunt proprietățile unei combinații chimice, prin comparație cu un amestec (noțiune cunoscută din paragraful 1.6), se va pleca de la un caz particular, prezentat în experiențele care urmează.

---

* Fiecare metodă de separare va fi inițial efectuată demonstrativ de către profesor şi numai după aceea va fi executată de elevi.

Activitate independentă a elevilor

Etapa I de lucru

Tema: **Stabilirea unor proprietăţi fizice ale sulfului şi fierului.**

Sarcini de lucru:

a. Luaţi pe o sticlă de ceas pulbere de sulf, iar pe alta pilitură de fier (fig. 1.13).

Observaţi cu atenţie starea de agregare, culoarea şi aspectul general al acestor două substanţe. Notaţi observaţiile pe caiet.

b. Apropiaţi un magnet de pulbere de sulf şi apoi de pilitura de fier (fig. 1.14).

Ce fenomen observaţi?

Fig. 1.13. Observarea unor proprietăţi fizice ale sulfului şi fierului.

Fig. 1.14. Acţiunea magnetului asupra sulfului şi fierului

Etapa a II-a de lucru

Tema: **Comportarea sulfului şi fierului faţă de sulfura de carbon şi acidul clorhidric.**

Sarcini de lucru:

a. Într-o eprubetă, E_1, puneţi sulf (un vârf de spatulă). Separat, în altă eprubetă, E_2, puneţi o cantitate redusă de pilitură de fier. Turnaţi în fiecare eprubetă sulfură de carbon (fig. 1.15,a).

Atenţie! Sulfura de carbon este o substanţă volatilă şi inflamabilă. Executaţi experienţa în absenţa oricărei flăcări. Păstraţi flaconul cu sulfură de carbon departe de orice sursă de încălzire.

Comparaţi comportarea sulfului şi a fierului faţă de sulfura de carbon (vezi fig. 1.15, b).

b. Turnaţi conţinutul eprubetei E_1 pe o sticlă de ceas şi urmăriţi ce se obţine după evaporarea sulfurii de carbon (fig. 1.15, c).

c. Repetaţi experienţa a. folosind soluţie de acid clorhidric în locul sulfurii de carbon (fig. 1.16, a şi b). Încercaţi natura gazului dezvoltat cu un chibrit aprins (fig. 1.16, c).

Etapa a III-a de lucru

Tema: **Obţinerea amestecului de sulf şi fier: separarea componenţilor din amestec.**

Sarcini de lucru:

a. Amestecaţi într-un mojar pulbere de sulf şi pilitură de fier, până la obţinerea unui amestec aparent omogen.

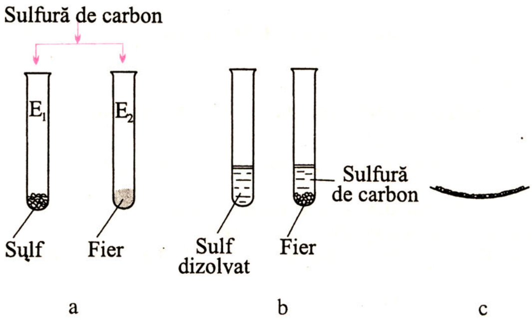


Fig. 1.15. Cercetarea solubilităţii sulfului şi fierului în sulfură de carbon

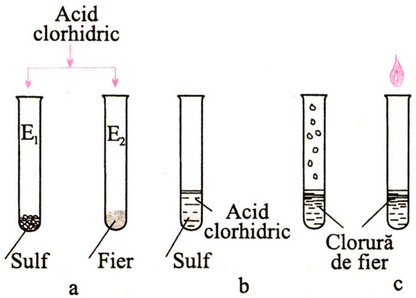


Fig. 1.16. Acţiunea acidului clorhidric asupra sulfului şi fierului

Observaţi cu atenţie starea de agregare, culoarea şi aspectul general al amestecului.

b. Luaţi pe o sticlă de ceas o parte din amestecul obţinut la punctul a.

Plimbaţi un magnet spre stânga şi spre dreapta sub sticla de ceas şi observaţi fenomenele produse. Separaţi fierul de sulf deplasând de mai multe ori magnetul din centru spre marginile sticlei de ceas (vezi fig. 1.17).

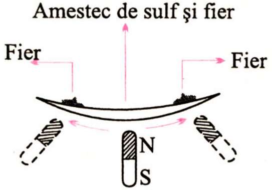


Fig. 1.17. Acţiunea magnetului asupra amestecului de sulf şi fier

Etapa a IV-a de lucru

Tema: **Acţiunea sulfurii de carbon şi a acidului clorhidric asupra amestecului de sulf şi fier.**

Sarcini de lucru:

a. În două eprubete separate, introduceţi amestec de fier şi sulf (câte un vârf de spatulă).

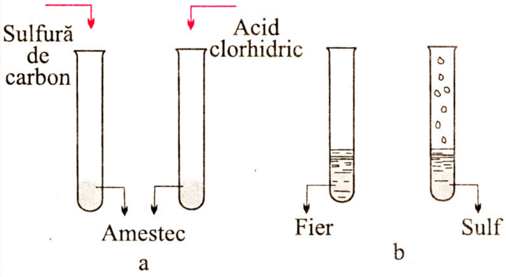


Fig. 1.18. Acțiunea sulfurii de carbon și a acidului clorhidric asupra amestecului de sulf și fier

b. În prima, turnați sulfură de carbon, iar în cealaltă soluție de acid clorhidric (fig. 1.18, a).

Ce fenomen observați? (Vezi fig. 1.18, b).

c. Încercați cu un chibrit aprins natura gazului rezultat în urma tratării cu acid clorhidric.

d. Filtrați conținutul eprubetei în care ați introdus sulfură de carbon (vezi operația de filtrare paragraful 1.7.). Evaporați dizolvantul folosind o sticlă de ceas pe care o așezați sub nișă, departe de orice flacără. Pe sticla de ceas rămâne sulf.

Etapa a V-a de lucru

Tema: Obținerea combinației dintre fier și sulf și determinarea proprietăților acesteia.

Sarcini de lucru:

a. Amestecați într-un mojar 1,75 g pilitură de fier și 1 g pulbere de sulf, până obțineți un amestec omogen (observabil cu ochiul liber).

b. Luați o parte din acest amestec într-o eprubetă și încălziți puternic, agitând ușor eprubeta în flacără (fig. 1.19).

În momentul în care apar primele puncte incandescente, retrageți eprubeta din flacără și urmăriți cu atenție fenomenele produse.

Lăsați eprubeta să se răcească.

c. Spargeți eprubeta după răcire și rețineți substanța neagră formată în timpul încălzirii amestecului. Aceasta este sulfura de fier. Ce aspect are sulfura de fier?

Etapa a VI-a de lucru

Tema: Determinarea proprietăților sulfurii de fier.

Sarcini de lucru:

a. Încercați acțiunea magnetului asupra sulfurii de fier.

b. Pisați sulfura de fier într-un mojar și tratați pulberea obținută în eprubete diferite cu sulfură de carbon și soluție de acid clorhidric (fig. 1.20).

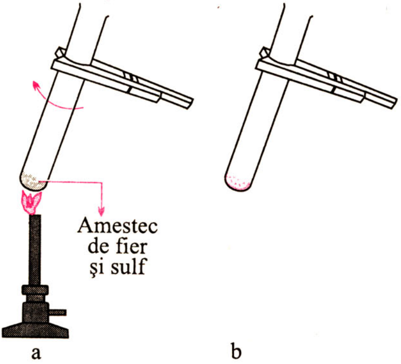


Fig. 1.19. Prepararea sulfurii de fier

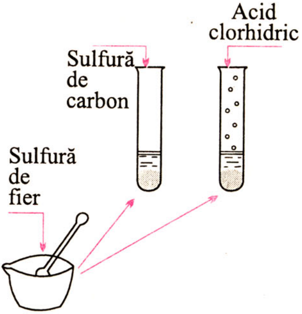


Fig. 1.20. Cercetarea proprietăților sulfurii de fier

Concluzii. Din experiențele descrise se observă cu ușurință că sulful și fierul se deosebesc atât prin proprietăți fizice, cât și prin proprietăți chimice.

Etapele I și II de lucru. Ambele substanțe sunt solide, dar sulful este de culoare galbenă, iar pilitura de fier de culoare cenușie, cu un ușor luciu metalic.

Sulful se dizolvă în sulfura de carbon, iar fierul nu.

Fierul este atras de un magnet și atacat de acidul clorhidric, pe când sulful nu prezintă nici o modificare sub acțiunea acestora.

Din reacția fierului cu acidul clorhidric se dezvoltă hidrogen, un gaz incolor care arde, dar nu întreține arderea.

Etapele III și IV de lucru. Amestecul de sulf și fier este solid, de culoare cenușie, cu reflexe verzui. Magnetul acționează numai asupra fierului, iar sulfura de carbon dizolvă numai sulful din amestec. Deci, atât fierul, cât și sulful își mențin, după amestecare, proprietățile caracteristice și se pot separa prin metode cunoscute.

Etapele V și VI de lucru. Prin încălzire, fierul și sulful (luate în raportul indicat la pag. 23) au suferit un fenomen chimic, în urma căruia s-a format o substanță nouă, sulfura de fier.

Fenomenele chimice de transformare a unor substanțe în altele, cu proprietăți noi, poartă numele de reacții chimice.
Substanțele cu proprietăți noi, care rezultă în urma unirii a două sau mai multe substanțe chimice, se numesc combinații chimice.

Proprietățile fizice și chimice ale sulfurii de fier se deosebesc de cele ale sulfului și fierului:

– are culoare neagră;

– magnetul și sulfura de carbon nu au nici o acțiune asupra combinației *;

– acidul clorhidric reacționează cu sulfura de fier cu degajarea unui gaz rău mirositor (hidrogenul sulfurat).

Deci, în sulfura de fier, sulful și fierul nu mai prezintă proprietățile lor caracteristice.

Generalizând concluziile cazului experimentat, se poate afirma că, într-un amestec, componentele își păstrează proprietățile, indiferent de proporția în care se găsesc, în timp ce combinația chimică prezintă proprietăți total diferite de cele ale componenților.

Combinația chimică este o *substanță compusă*, adică o substanță care, la rândul ei, se poate descompune în alte substanțe cu proprietăți diferite.

Ca exemple de substanțe compuse se pot enumera: sulfura de fier, apa, dioxidul de carbon, zahărul.

Alte substanțe, ca de exemplu: fierul, sulful, hidrogenul, oxigenul, carbonul nu pot fi descompuse prin procedee obișnuite.

Acestea se numesc *substanțe simple*.

Din capitolul „*Introducere în studiul chimiei*" rețineți:

Corpul este porțiunea de materie cu formă proprie și volum bine determinat.

Substanța este materia din care este alcătuit un corp. Noțiunea de corp nu trebuie confundată cu noțiunea de substanță, întrucât aceasta din urmă reprezintă porțiunea de materie omogenă, de compoziție bine determinată și constantă.

Proprietățile substanțelor sunt însușirile caracteristice, cu ajutorul cărora se recunoaște o substanță.

Proprietățile substanțelor se clasifică în două mari grupe:

a) **proprietăți fizice**, cele care se referă la aspectul, la constantele fizice sau la alte însușiri ale căror transformări nu schimbă compoziția substanțelor;

b) **proprietăți chimice**, cele care se referă la transformări care modifică compoziția substanțelor.

Fenomenele sunt transformările suferite de substanțe. Acestea se clasifică în:

a) fenomene fizice, care cuprind transformările de stare și de poziție pe care le suferă corpurile, lăsând însă nemodificată compoziția substanțelor;

---

* Uneori, când o parte din sulf sublimează prin încălzire, sulfura de fier include și fier nereacționat. Din acest motiv, în aceste cazuri, magnetul manifestă o slabă atracție.

b) **fenomene chimice**, care transformă substanțele inițiale în altele cu proprietăți noi, modificând compoziția acestora.

Chimia este știința care studiază compoziția, proprietățile și transformările chimice ale substanțelor.

Substanța pură este substanța perfect curată, a cărei compoziție rămâne neschimbată prin operații fizice.

Amestecul este rezultatul unor operații fizice de punere în comun a două sau mai multe substanțe, între care nu au loc fenomene chimice.

Reacțiile chimice sunt fenomenele chimice de transformare a unor substanțe în altele, cu proprietăți noi.

Combinațiile chimice sunt substanțele cu proprietăți noi, care rezultă în urma unirii a două sau mai multe substanțe chimice.

Exerciții și probleme-întrebări recapitulative

1. Determinați din ce substanțe sunt constituite corpurile enumerate mai jos: masă, dulap, pahar, menghină, șurubelniță și strung.

2. Subliniați cu o linie proprietățile fizice și cu două linii proprietățile chimice exemplificate în continuare.

Piatra vânătă are culoarea albastră.	Zahărul este solubil în apă.
Cărbunele arde.	Apa îngheață la 0°C.
Oțetul are gust acru.	Lemnul, care stă mult în apă, putrezește.
Mustul fermentează.	Laptele nefiert, după un timp se acrește.
Esențele de fructe au miros plăcut.	

3. Enumerați trei substanțe chimice care, la temperatura obișnuită, se găsesc în stare gazoasă, două substanțe chimice care, la temperatura obișnuită, se găsesc în stare lichidă și cinci substanțe chimice care, la temperatura obișnuită, se găsesc în stare solidă.

4. Stabiliți starea de agregare la temperatura obișnuită a următoarelor substanțe chimice:

apa	dioxidul de carbon
soda de rufe	petrolul
oxigenul	piatra vânătă

5. Dați exemple de fenomene fizice și chimice suferite de aceeași substanță.

6. Într-un pahar Berzelius se introduc următoarele substanțe: cărbune, sare de bucătărie și apă.

Ce metodă propuneți pentru separarea a două dinte cele trei componente? Verificați practic soluția propusă.

7. Completați, în figura 1.21, șirurile orizontale cu indicațiile de mai jos, astfel încât pe coloana verticală 1 să rezulte denumirea celui mai uzual vas de laborator confecționat din sticlă.

1. Vas de sticlă folosit în operația de filtrare.
2. Stropitor, sub altă denumire.
3. Vas de laborator din sticlă, cunoscut sub numele de... Berzelius.
4. Prima parte a denumirii unui accesoriu din sticlă, folosit pentru culegerea gazelor.
5. Aparat folosit atât în fizică, cât și în chimie, pentru determinarea masei.
6. Vas de porțelan, de forma unui trunchi de con.
7. Vas de porțelan folosit pentru „fărâmițarea” substanțelor.

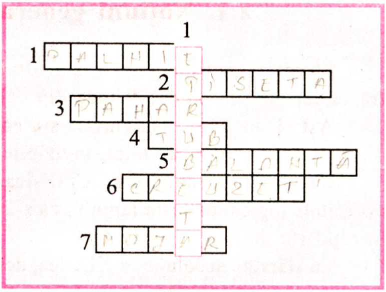


Fig. 1.21. Rebus chimic

2

Structura substanţelor
Sistemul periodic al elementelor

2.1. Noţiuni generale despre atom

Structura substanţelor a constituit o problemă importantă, care a frământat minţile omeneşti încă din cele mai vechi timpuri.

Astfel, încă din Antichitate s-a emis teoria că materia este alcătuită din particule extrem de mici, invizibile şi indivizibile, numite *atomi* *.

La sfârşitul secolului al XVIII-lea, existenţa atomilor s-a impus ca o necesitate logică, datorită faptului că s-a observat că substanţele se combină în rapoarte de masă constante.

La sfârşitul secolului al XIX-lea, descoperindu-se *electronul* (o particulă care intră în constituţia atomului şi are sarcină negativă), s-a ajuns la concluzia că atomul nu este o particulă indivizibilă.

Astăzi se cunoaşte că atomul este o componentă a materiei. El este invizibil, divizibil prin procedee fizice, în continuă mişcare, neutru din punct de vedere electric şi care participă efectiv la reacţii chimice.

Atomul se defineşte ca fiind cea mai mică particulă dintr-o substanţă care, prin procedee chimice obişnuite, nu mai poate fi fragmentată în particule mai simple.

Atomii diferitelor substanţe simple se deosebesc prin structură, proprietăţi, masă şi dimensiuni. Aceeaşi substanţă simplă este alcătuită din atomi de acelaşi fel. Astfel, toţi atomii de oxigen sunt de acelaşi fel, însă diferiţi faţă de atomii de hidrogen, fier, zinc etc.

Prin ce proprietăţi se caracterizează atomii?

Totalitatea atomilor de acelaşi tip alcătuiesc un element chimic.

În prezent, se cunosc 106 elemente chimice, dintre care 90 s-au descoperit în natură, iar 16 s-au obţinut numai pe cale artificială în laborator.

---

* Atomos în limba greacă înseamnă „ce nu poate fi tăiat”

2.2. Simbolul chimic

Pentru fiecare element s-a stabilit o notație prescurtată, recunoscută pe plan internațional, denumită simbol.

Simbolul este litera sau grupul de litere cu care se notează în mod convențional un element.

Pentru exemplificare, sunt redate în tabelul 2.1 simbolurile câtorva elemente:

Tabelul 2.1

Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul
Hidrogen	H	Carbon	C
Oxigen	O	Fluor	F
Sulf	S	Iod	I
Uraniu	U	Bor	B

Pentru elementele din tabelul 2.1 simbolurile reprezintă prima literă din denumire.

Pentru elementele ale căror denumiri încep cu aceeaşi inițială, în scopul de a se evita confuziile, simbolurile sunt formate din grupe de două litere.

În tabelul 2.2. sunt cuprinse 3 serii de elemente a căror denumire începe cu literele A, B şi respectiv C.

Tabelul 2.2

Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul	Denumirea elementului	Simbolul
Aluminiu	Al	Bor	B	Carbon	C
Argint	Ag	Bariu	Ba	Calciu	Ca
Argon	Ar	Beriliu	Be	Clor	Cl
Arsen	As	Bismut	Bi	Cobalt	Co
Aur	Au	Brom	Br	Crom	Cr

Simbolurile elementelor au fost stabilite după denumirea lor în limba latină. De aceea, la unele elemente, simbolul chimic nu se poate stabili din denumirea curentă. Tabelul 2.3 cuprinde câteva exemple.

Tabelul 2.3

Elementul	Denumirea în limba latină	Simbolul
Mercurul	Hydrargirum	Hg
Sodiul	Natrium	Na
Potasiul	Kalium	K
Azotul	Nitrogenium	N
Fosforul	Phosphorus	P

Întrucât în exemplele anterioare nu au fost cuprinse toate elementele, în anexa nr. 1, de la sfârşitul manualului, sunt prezentate denumirile şi simbolurile celor mai importante elemente (vezi coloanele 2 şi 3).

Simbolul chimic are o dublă semnificaţie, şi anume:

- semnificaţie calitativă şi
- semnificaţie cantitativă.

Sub aspect calitativ, simbolul reprezintă un anumit element chimic. Sub aspect cantitativ, la scară atomică, simbolul chimic desemnează un atom al elementului respectiv.

De exemplu, H reprezintă:

- *calitativ* – elementul (hidrogenul);
- *cantitativ* – *la scară atomică*, un atom de hidrogen.

> *Explicaţi semnificaţia calitativă şi cantitativă a simbolului* O.

Dacă, aşa cum s-a precizat, un atom al oricărui element se notează prescurtat prin simbolul său chimic, un număr oarecare de atomi de acelaşi fel se reprezintă în scris prin simbolul chimic precedat de cifra (coeficientul) care indică numărul atomilor din elementul respectiv.

Astfel, un atom de carbon se notează prin simbolul carbonului C, iar 3 atomi de carbon = 3 C, în care coeficientul 3 reprezintă numărul atomilor de carbon.

> *Cum se vor reprezenta prescurtat: un atom de oxigen şapte atomi de oxigen?*

La fel se procedează şi pentru simbolurile formate din două litere, ca de exemplu: un atom de clor se notează prescurtat Cl, iar 5 atomi de clor: 5 Cl, în care coeficientul 5 reprezintă numărul atomilor de clor.

Generalizând, *n* atomi ai unui element X se notează prin *n*X.

Teme de control

1. Cum se notează prescurtat elementele: azot, fosfor, mercur, sodiu şi potasiu?

2. Daţi trei exemple de elemente a căror denumire începe cu litera C şi două exemple de elemente a căror denumire începe cu litera H.

3. Cum se notează 1 atom de hidrogen: 1 H sau H?
4 atomi de hidrogen: 4 H sau 1·4H?
8 atomi de hidrogen: 8 H sau 2·4H?

Ştergeţi cu o linie notaţiile necorespunzătoare şi argumentaţi algerea făcută.

2.3. Structura atomului

Observaţiile şi experienţele au dovedit că atomii se caracterizează prin următoarele proprietăţi:

- sunt particule materiale neutre din punct de vedere electric;

– au dimensiuni extrem de reduse, astfel încât pe distanţa de 1 cm se pot alinia aproximativ 100 000 000 de atomi unul lângă altul;

– pot exista independent;

– au o structură complexă.

Atomul fiecărui element cuprinde două părţi distincte, şi anume:

– *nucleul* – partea centrală, care este încărcată *pozitiv* şi în care se găseşte concentrată aproape toată masa atomului;

– *învelişul de electroni* – regiunea exterioară a atomului, încărcată *negativ* şi cu masă neglijabilă.

Numărul sarcinilor electrice pozitive este egal cu numărul sarcinilor electrice negative.

2.3.1. Nucleul

Nucleul atomului ocupă o porţiune foarte redusă din volumul total al atomului, astfel încât pe distanţa de 1 cm se pot aranja aproximativ 1 000 000 000 000 (10^{12}) de nuclee unul lângă altul. Deşi extrem de mic, nucleul este format din alte particule materiale de dimensiuni şi mai reduse, care se găsesc într-o continuă mişcare, şi a căror masă determină masa atomului. Ele se numesc *nucleoni.* Cei mai importanţi nucleoni sunt ***protonii*** şi ***neutronii.***

Protonul *este o particulă materială încărcată cu o sarcină electrică pozitivă considerată egală cu* +1.

*Masa protonului este extrem de mică** . Întrucât utilizarea unor astfel de valori ar complica mult calculele, s-a stabilit ca masa protonului să fie considerată egală cu unitatea. Ea se numeşte masă relativă a protonului.

Protonul se notează cu simbolul *p* precedat de numerele care indică sarcina electrică (jos) şi masa acestuia (sus) $_{+1}^{1}p$.

Numărul protonilor din nucleul unui atom diferă de la un element la altul. De exemplu, hidrogenul are un singur proton în nucleul atomului său, heliul are 2 protoni, litiul are 3 protoni, carbonul are 6 protoni, oxigenul are 8 protoni, iar uraniul 92 protoni. Pentru acelaşi tip de atomi, deci pentru acelaşi element chimic, numărul protonilor din nucleu este o constantă, care determină sarcina nucleară a acestuia şi caracterizează atomul. El nu se modifică în timpul reacţiilor chimice.

Numărul protonilor din nucleu se numeşte număr atomic şi se notează cu Z.

În funcţie de numărul atomic *Z*, s-a stabilit o definiţie mai precisă a elementului chimic.

---

* În grame, masa protonului este egală cu $1,6/10^{24}$ g.

Datele numerice referitoare la masa şi dimensiunile particulelor componente ale atomilor nu se vor memora. Ele au fost specificate numai pentru a scoate în evidenţă dimensiunile atomului.

Specia de atomi cu aceeaşi sarcină nucleară sau acelaşi număr atomic Z se numeşte element chimic.

Atomul celui mai simplu element, hidrogenul, cuprinde în nucleu un singur proton. Atomii celorlalte elemente au în nucleele lor, pe lângă protoni, şi un număr oarecare de neutroni.

Deşi nucleul oricărui atom cuprinde particule încărcate pozitiv (protoni) care ar trebui să se respingă, totuşi, el se caracterizează printr-o stabilitate extrem de mare. Aceasta se explică prin existenţa unor forţe speciale, numite *forţe nucleare*, care asigură atracţii foarte puternice între toate particulele din nucleu.

La majoritatea nucleelor atracţia produsă de forţele nucleare depăşeşte forţele de respingere dintre protoni. Dincolo de limitele nucleului acţiunea acestor forţe nucleare scade însă foarte repede.

Neutronii sunt particule materiale neutre din punct de vedere electric şi cu masa aproximativ egală cu cea a protonului.

Reprezentaţi schematic părţile componente ale atomului.

Neutronul se notează cu simbolul ${}^{0}_{1}n$. Important de reţinut este faptul că numărul neutronilor diferă atât de la element la element, cât şi pentru acelaşi element.

În tabelul 2.4. sunt indicaţi nucleonii care sunt cuprinşi în nucleele atomilor de hidrogen, carbon şi oxigen.

Tabelul 2.4

Elementul	Numărul nucleonilor				Observaţii
	protoni (*Z*)	neutroni (*n*)	Total (*Z*+*n*)	Notaţia	
1	2	3	4	5	6
Hidrogenul	1	–	1	${}^{1}_{1}H$	Hidrogenul uşor. Se găseşte în proporţia cea mai mare în hidrogenul natural.
	1	1	2	${}^{2}_{1}D$	Hidrogenul greu sau deuteriul. În hidrogenul natural se găseşte în raport de 1 atom D: 6 000 atomi H.
	1	2	3	${}^{3}_{1}T$	Hidrogenul super greu sau tritiul. În hidrogenul natural se găseşte în raport de 1 atom T : 10^{18} atomi H.
Carbonul	6	6	12	${}^{12}_{6}C$	În natură, carbonul se găseşte sub forma unui amestec al celor trei specii de atomi, procentajul cel mai mare corespunzând speciei care cuprinde 12 nucleoni.
	6	7	13	${}^{13}_{6}C$	
	6	8	14	${}^{14}_{6}C$	
Oxigenul	8	8	16	${}^{16}_{8}C$	În natură, oxigenul se găseşte sub forma unui amestec al celor trei specii de atomi, procentajul cel mai mare corespunzând speciei care cuprinde 16 nucleoni.
	8	9	17	${}^{17}_{8}O$	
	8	10	18	${}^{18}_{8}O$	

Urmărind cu atenţie coloanele 2 şi 3 ale tabelului 2.4, se observă că atomii aceluiaşi element pot prezenta pentru acelaşi număr de protoni un număr diferit de neutroni.

Speciile de atomi cu acelaşi număr de protoni (deci aceeaşi sarcină nucleară), dar cu un număr de neutroni diferit se numesc *izotopi*.

Din exemplele anterioare rezultă că hidrogenul, carbonul şi oxigenul au câte 3 izotopi. În natură, toate elementele care prezintă izotopi se găsesc sub forma unui amestec al acestor izotopi. Numărul izotopilor diferă de la un element la altul. De exemplu, staniul are 10 izotopi, plumbul are 6 izotopi etc. Izotopii aceluiaşi element diferă prin masa lor, dar au aproape aceleaşi proprietăţi fizice şi chimice.

Orice izotop este caracterizat atât prin numărul atomic Z, cât şi prin numărul total de particule din nucleu, $Z + n$.

Suma numărului de protoni şi numărului de neutroni din nucleu se numeşte număr de masă şi se notează cu *A*.

Numărul de masă A al unui element este un număr întreg, deoarece provine din însumarea a două numere întregi.

Izotopii se notează prescurtat prin simbolul elementului precedat de numărul atomic Z, şi numărul de masă A. Astfel, izotopii hidrogenului se vor nota: ${}^{1}_{1}H$; ${}^{2}_{1}H$; (${}^{2}_{1}D$); ${}^{3}_{1}H$ (${}^{3}_{1}T$); iar cei ai carbonului: ${}^{12}_{6}C$; ${}^{13}_{6}C$; ${}^{14}_{6}C$.

Cum se vor nota izotopii oxigenului?

Izotopul unui element X, cu numărul atomic Z şi numărul de masă A, se va nota ${}^{A}_{Z}X$.

Cunoscând numărul atomic Z şi numărul de masă A al unui atom, se deduce uşor că *în nucleul* acestuia *vor fi cuprinşi*:

Z protoni

$A - Z$ neutroni

De exemplu, litiul are $Z = 3$ şi $A = 7$. În consecinţă atomul de litiu se notează: ${}^{A=7}_{Z=3}Li$.

Deci, nucleul atomului de litiu cuprinde 3 protoni ($Z = 3$) şi 4 neutroni ($7 - 3 = 4$).

Atenţie ! Numărul de masă *A* nu trebuie confundat cu masa reală a atomului.

Temă de control

1. Se dau izotopii: ${}^{207}_{82}Pb$ ${}^{208}_{82}Pb$; ${}^{35}_{17}Cl$ ${}^{37}_{17}Cl$
şi se cere să se specifice numărul nucleonilor şi neutronilor pentru fiecare specie de atom.

2.3.2 Masa atomică. Mol de atomi

Învelişul de electroni având masa neglijabilă, toată masa atomului se consideră a fi concentrată în nucleu. Datorită dimensiunilor extrem de reduse ale atomilor şi particulelor componente, masa acestora, exprimată în grame, ar fi infimă. Ca urmare, oricât de mici ar fi cantităţile de substanţe care intră într-un proces chimic, ele cuprind un număr imens de atomi. De exemplu, dacă atomii cuprinşi într-un gram de fier s-ar distribui într-un strat omogen pe toată suprafaţa pământului, atunci fiecărui cm^3 i-ar reveni aproximativ 2 000 atomi de fier. Deci, folosirea maselor atomilor exprimate în grame sau utilizarea numărului real de atomi, care participă într-o reacţie ar fi deosebit de dificilă. De aceea chimiştii au convenit să folosească, în locul masei atomilor exprimate în grame, masa acestora raportată la a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$.

Atomul de carbon, aşa cum se ştie, cuprinde în nucelu 6 protoni şi 6 neutroni şi are numărul de masă $A = Z + n = 12$. În aceste condiţii a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ constituie o unitate de măsură, în funcţie de care se determină masa protonului şi neutronului, ca fiind egală cu 1, şi masa atomică relativă, sau cum se mai numeşte simplu, masa atomică.

Numărul, care arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ se numeşte masă atomică.

Raportând masele atomilor diferiţi la această unitate de măsură, se obţine pentru carbon exact 12, iar pentru majoritatea elementelor valori fracţionare ale maselor atomice. În calcule, se vor rotunji aceste valori şi se vor folosi numere întregi, ca de exemplu: pentru hidrogen 1, pentru oxigen 16, pentru sulf 32, pentru fier 56 etc. În ultima coloană a anexei nr. 1, sunt trecute masele atomice rotunjite ale celor mai cunoscute elemente. Determinări precise au arătat că în 12 g $^{12}_{6}C$ se găsesc $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi. Acelaşi număr de atomi se găseşte însă şi într-un gram de hidrogen, în 16 g oxigen, în 32 g sulf, în 56 g fier etc., adică în cantităţi egale cu masele atomice respective, exprimate în grame.

Numărul $6{,}023 \cdot 10^{23}$ se notează cu N şi se numeşte *numărul lui Avogadro* în cinstea savantului italian care a adus o mare contribuţie la elaborarea teoriilor atomo-moleculare de la începutul secolului al XIX-lea.

$$N = 6{,}023 \cdot 10^{23}$$

Cantitatea în grame dintr-un element care conţine $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi se numeşte mol de atomi.

Reluând exemplele anterioare, rezultă clar că:
12 g de carbon reprezintă un mol de atomi de carbon;

> *Câte grame de fier reprezintă un mol de atomi de Fe? Câți atomi sunt cuprinşi în această cantitate?*

1 g de hidrogen reprezintă un mol de atomi de hidrogen;
16 g de oxigen reprezintă un mol de atomi de oxigen etc.

Se remarcă faptul că molul de atomi corespunde unei cantități de substanțe numeric egală cu masa atomică a elementului exprimată în grame. Această cantitate se cunoaşte şi sub denumirea veche de atom-gram.

Cantitatea de substanță, numeric egală cu masa atomică a elementului, exprimată în grame, se numeşte mol de atomi sau atom-gram.

Numărul lui Avogadro şi noțiunea de mol de atomi ne permit să precizăm din punct de vedere macroscopic semnificația cantitativă a simbolului chimic.

Astfel, dacă la scară atomică simbolul reprezintă 1 atom al elementului considerat, „macroscopic"* el reprezintă un mol de atomi al acestuia, adică masa în grame corespunzătoare unui număr de $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi din elementul reprezentat prin simbolul chimic respectiv.

Teme de control

1. În câte grame de H; He; C; N şi Cl se vor găsi $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi?
2. Câți atomi se găsesc în 39 g potasiu, dar în 16 g oxigen?
3. Completați spațiile libere cu valorile numerice corespunzătoare:
a. – $6,023 \cdot 10^{23}$ atomi sunt cuprinşi în ... g sulf;
b. – În 56 g Fe se găsesc ... atomi.

2.3.3. Învelişul de electroni al atomilor

Toți atomii sunt formați dintr-un nucleu, în jurul căruia se deplasează, cu viteze extrem de mari, particule materiale încărcate negativ, numite *electroni*.

Totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului formează învelişul de electroni al atomului.

Numărul electronilor dintr-un atom este egal cu numărul protonilor din nucleu.

---

* Termenul „macroscopic" corespunde unei mase mari de substanță, suficientă pentru a putea fi văzută şi cântărită.

Sarcina electrică a electronului este egală în valoare absolută cu sarcina electrică a protonului, dar de semn contrar acesteia.

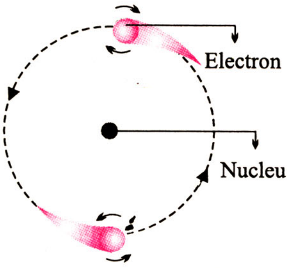


Fig. 2.1.
Electronii se deplasează în jurul nucleului cu viteze foarte mari

Atomii sunt deci neutri din punct de vedere electric, întrucât numărul sarcinilor pozitive este egal cu cel al sarcinilor negative.

Electronii, indiferent cărui atom aparțin și în ce număr se găsesc, au aceeași sarcină electrică, masă și dimensiune. În consecință, ei se caracterizează prin aceleași proprietăți, și anume:

– sunt particule fundamentale, cu sarcină electrică negativă –1;

– au masă neglijabilă, aceasta fiind de aproximativ 1840 de ori mai mică decât cea a protonului *;

– au dimensiuni foarte reduse **;

– se deplasează atât în jurul nucleului, cât și în jurul axei lor cu viteze foarte mari (fig. 2.1), creând o zonă de electricitate negativă, numită nor electronic;

– se notează fie cu simbolul $_{-1}^{0}e$, fie cu simbolul simplificat e^-.

> *Comparați sub toate aspectele particulele componente ale atomului (proton, neutron, electron).*

2.4. Structura învelișului electronic

Învelișul electronic are o structură stratificată. El este format din straturi concentrice nucleului, notate de la nucleu spre exterior cu literele *K, L, M* etc. sau cifrele *1, 2, 3* (fig. 2.2).

Până în prezent se cunosc 7 straturi: *K, L, M, N, O, P și Q*. Electronii se pot grupa pe straturi după cum urmează:

– în stratul *1* (*K*) unul sau maximum 2 electroni = $2 \cdot 1^2$
– în stratul *2* (*L*) unul până la maximum 8 electroni = $2 \cdot 2^2$
– în stratul *3* (*M*) unul până la maximum 18 electroni = $2 \cdot 3^2$
– în stratul *4* (*N*) unul până la maximum 32 electroni = $2 \cdot 4^2$

Generalizând cazurile exemplificate mai sus și notând numărul stratului cu n, se obține pentru numărul maxim de electroni, N_{max}, relația: $\boldsymbol{N_{max} = 2n^2}$.

Structurile de 2 electroni pe stratul *K* și de 8 electroni pe ultimul strat corespund unor structuri stabile, cunoscute sub numele de *dublet* și *octet*.

* Masa electronului exprimată în grame este de 9,1/10[28]g.

** Diametrul unui electron este de ordinul 1,4/10[13] cm.

Electronii, care se găsesc în straturi diferite. posedă energii diferite, şi anume: energia electronilor creşte de la stratul *K* spre exterior (fig. 2.2, *a*).

Întrucât fiecărui strat îi corespund electroni de o anumită energie, straturile de electroni sunt cunoscute şi sub numele de niveluri de energie (fig. 2.2, *b*).

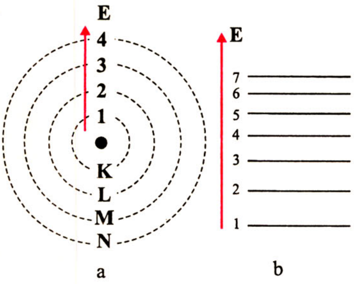


Fig. 2.2
Straturi electronice (a) sau niveluri energetice (b)

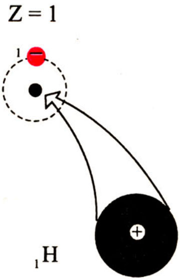


Fig. 2.3.
Structura atomului de hidrogen

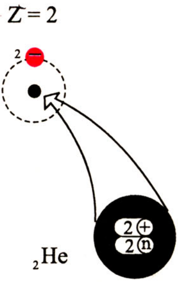


Fig. 2.4.
Structura atomului de heliu

În ocuparea straturilor cu electroni se respectă anumite reguli, dintre care se impune a fi reţinută următoarea:

Electronii din jurul nucleului tind să se aranjeze pe straturi cu energii cât mai joase.

Astfel, dacă atomul are unul sau doi electroni, aceştia vor gravita în jurul nucleului pe stratul *K*. Dacă atomul are 3 electroni, 2 vor completa primul strat, iar al treilea va începe să completeze stratul al doilea (stratul *L*). Numai după ce stratul 2 va fi complet ocupat (cu 8 electroni), următorii electroni se vor situa pe stratul *3*(*M*).

Spre exemplificare se consideră atomii de H, He, Li, Na, S şi Br.

Elementul hidrogen, H, are numărul atomic $Z = 1$ şi
numărul de masă $A = 1$.

Deci, atomul de hidrogen cuprinde:

– în nucleu un proton (nu are neutroni), iar

– în învelişul electronic un electron pe stratul *K*.

Elementul heliu, He, are numărul atomic $Z = 2$ şi
numărul de masă $A = 4$.

Deci, atomul de heliu cuprinde:

– în nucleu 2 protoni şi 2 neutroni, iar

– în învelişul electronic 2 electroni situaţi pe stratul *K*, formând o structură stabilă de dublet. De aceea, atomul de heliu are o stabilitate mare.

Atomul de litiu, Li, cu numărul atomic $Z = 3$ şi numărul de masă $A = 7$, are 3 protoni şi 4 neutroni în nucleu şi 3 electroni în învelişul electronic. Întrucât stratul *K* este complet ocupat cu dubletul de electroni, cel de-al treilea electron se situează pe stratul *L* (fig. 2.5).

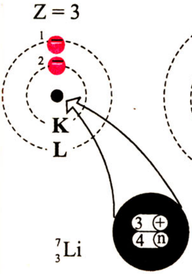


Fig. 2.5.
Structura atomului de litiu

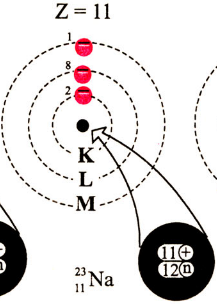


Fig. 2.6.
Structura atomului de sodiu

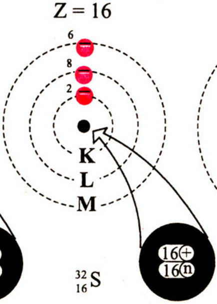


Fig. 2.7.
Structura atomului de sulf

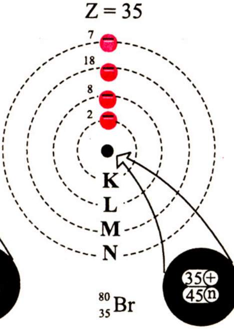


Fig. 2.8.
Structura atomului de brom

Atomul de sodiu, Na, cu numărul atomic $Z = 11$ şi numărul de masă $A = 23$, are în nucleu 11 protoni şi 12 neutroni, iar în învelişul electronic 11 electroni (fig. 2.6). Cei 11 electroni vor fi repartizaţi în straturi în modul următor:

– stratul *1* (*K*) 2 electroni (dublet de electroni)	} straturi complet ocupate	
– stratul *2* (*L*) 8 electroni (octet de electroni)		
– stratul *3* (*M*) 1 electron (strat în curs de completare)		
Total 11 electroni		

Atomul de sulf S, cu numărul atomic $Z = 16$ şi numărul de masă $A = 32$, are în nucleu 16 protoni şi $32 - 16 = 16$ neutroni, iar în învelişul electronic 16 electroni (fig. 2.7). Cei 16 electroni sunt repartizaţi astfel:

– stratul *1* (*K*) 2 electroni (dublet de electroni)	} straturi complet ocupate
– stratul *2* (*L*) 8 electroni (octet de electroni)	
– stratul *3* (*M*) 6 electroni (strat în curs de completare)	
Total 16 electroni	

Atomul de brom, Br, cu $Z = 35$ şi $A = 80$, are 35 protoni şi $80 - 35 = 45$ neutroni în nucleu şi 35 electroni în învelişul electronic (fig. 2.8). Repartiţia electronilor pe straturi este următoarea:

– stratul *1* (*K*)	2 electroni	} straturi complet ocupate
– stratul *2* (*L*)	8 electroni	
– stratul *3* (*M*)	18 electroni	
– stratul *4* (*N*)	7 electroni	(strat în curs de completare)
Total	35 electroni	

Completarea straturilor cu electroni, pentru atomii cu numărul atomic cuprins între 1-20, se poate urmări în tabelul 2.5.

Tabelul 2.5

Nr. atomic Z	Denumirea elementului	Simbolul chimic	Nr. electronilor pe straturi K	L	M	N	Observații
1	Hidrogen	H	1				Un singur electron pe primul strat
2	Heliu	He	2				Structură stabilă de *dublet*
3	Litiu	Li	2	1			Atomii elementelor au primul strat complet ocupat și stratul al doilea în curs de completare.
4	Beriliu	Be	2	2			
5	Bor	B	2	3			
6	Carbon	C	2	4			
7	Azot	N	2	5			
8	Oxigen	O	2	6			
9	Fluor	F	2	7			
10	Neon	Ne	2	8			Primele două straturi complet ocupate. *K – dublet; L – octet.*
11	Sodiu	Na	2	8	1		Atomii elementelor au primele două straturi complet ocupate și stratul *3* în curs de completare.
12	Magneziu	Mg	2	8	2		
13	Aluminiu	Al	2	8	3		
14	Siliciu	Si	2	8	4		
15	Fosfor	P	2	8	5		
16	Sulf	S	2	8	6		
17	Clor	Cl	2	8	7		
18	Argon	Ar	2	8	8		Pe *stratul K* structură stabilă de *dublet* și pe *straturile L* și *M* structuri stabile de *octet*.
19	Potasiu	K	2	8	8	1	Atomii celor 2 elemente primesc electronul distinctiv pe stratul *N* (al patrulea).
20	Calciu	Ca	2	8	8	2	

Elementele ale căror atomi au structuri stabile pe ultimul strat (dublet pentru heliu, octet pentru neon, argon etc.) alcătuiesc un grup denumit *gaze rare*.

> *Aplicați regulile de ocupare a straturilor cu electroni pentru elementele magneziu, Z = 12, și arsen, Z = 33.*

Din exemplificările cuprinse în tabelul 2.5, unde elementele sunt așezate în ordinea crescândă a numărului atomic, se observă că învelișul electronic al unui atom diferă de cel al atomului următor printr-un electron.

Acest electron se numește *electron distinctiv*. Electronul distinctiv, pentru primele 18 elemente, este plasat pe stratul în curs de completare, până ce stratul atinge numărul maxim și apoi următorul electron distinctiv se aranjează pe stratul imediat superior.

Structura învelișului electronic este de o importanță deosebită, întrucât proprietățile elementelor sunt determinate de *numărul* și de *repartiția electronilor pe straturi*.

Pentru stabilirea unei imagini complete asupra atomului şi a caracteristicilor particulelor componente, urmăriţi tabelul 2.6.

Tabelul 2.6.

Atomul → Nucleul → Nucleoni → Proton, Neutron
Atomul → Învelişul de electroni → Electron

	Proton	Neutron		Electron
Simbolul	${}^{1}_{+1}p$	${}^{1}_{0}n$	${}^{A}_{Z}X$	${}^{0}_{-1}e$
Masa relativă	1	1	A	$\frac{1}{1840}$ *
Sarcina relativă	+ 1	0	0	− 1

Exerciţii şi probleme-întrebări recapitulative

1. Scrieţi simbolurile următoarelor elemente: hidrogen, clor, azot, sulf, fosfor, cupru, mercur, sodiu, oxigen, aluminiu şi potasiu.

2. Ce elemente, ale căror denumiri încep cu litera B şi N, cunoaşteţi? Care sunt simbolurile acestor elemente?

3. Scrieţi: 3 atomi de clor, 1 atom de fluor,
2 atomi de sodiu, 4 atomi de mercur,
7 atomi de fosfor, 5 atomi de potasiu.

4. Cum veţi nota n atomi ai unui element Y?

5. Care sunt nucleonii cuprinşi în speciile de atomi indicate mai jos:

$^{A=12}_{Z=\ 6}C$ $^{A=19}_{Z=\ 9}F$ $^{A=32}_{Z=16}S$

$^{A=108}_{Z=\ 47}Ag$ $^{A=64}_{Z=29}Cu$ $^{A=238}_{Z=\ 92}U$

6. Cum se poate determina numărul neutronilor, cunoscând numărul atomic şi numărul de masă?

7. Atomul de fluor are sarcina nucleară $Z = 9$. Stabiliţi numărul total de electroni şi repartiţia acestora pe straturi.

8. Cunoscând regulile de completare a straturilor de electroni, stabiliţi cum vor fi repartizaţi cei 13 electroni ai atomului de aluminiu.

9. Cunoscând numărul maxim de electroni pe fiecare strat, stabiliţi repartiţia electronilor pe straturi, în cazul atomului de kripton, Kr, ştiind că $Z = 36$.

---

* Din masa protonului

2.5. Sistemul periodic al elementelor

Descoperirea unui mare număr de elemente a dus la necesitatea sistematizării lor.

Astfel, la începutul secolului al XIX-lea s-a propus prima clasificare a elementelor în metale şi nemetale. De exemplu, fierul Fe, aluminiu Al, cupru Cu, argintul Ag aparţin primei categorii, iar sulful S, carbonul C, oxigenul O, hidrogenul H, azotul N aparţin celei de-a doua categorii.

Ulterior, însă, s-a remarcat că sunt şi elemente care prezintă atât proprietăţi caracteristice metalelor, cât şi nemetalelor. Deci aspectul şi proprietăţile fizice ale elementelor nu pot constitui un criteriu riguros ştiinţific de clasificare a acestora.

În 1869, marele chimist rus Dimitrie Ivanovici Mendeleev, după un studiu îndelungat, a aranjat elementele în ordinea crescândă a maselor lor atomice, într-un tabel, în care elementele cu proprietăţi asemănătoare se găseau unele sub altele (în aceeaşi coloană verticală).

Cercetând cu atenţie relaţia dintre masele atomice şi proprietăţile elementelor, Mendeleev ajunge la concluzia că proprietăţile fizice şi chimice, după un anumit număr de elemente, se repetă în mod periodic. Astfel, el descoperă *legea periodicităţii*, care stă la baza clasificării elementelor.

Proprietăţile fizice şi chimice ale elementelor se repetă în mod periodic * în funcţie de masele lor atomice.

După stabilirea structurii atomului, s-a constatat că proprietăţile elementelor depind de structura învelişului electronic. Dar, numărul de electroni al unui element este egal cu numărul de protoni din nucleu, deci cu numărul atomic Z. În consecinţă, se poate deduce că *proprietăţile fizice şi chimice ale elementelor depind de numărul atomic Z* (sarcina nucleară a elementelor).

Activitate independentă a elevilor

1. Pentru verificarea acestei deducţii, consideraţi primele 20 de elemente aranjate într-un singur şir orizontal, în ordinea crescândă a numărului atomic *Z*.

2. Pentru fiecare element notaţi, sub simbol, numărul electronilor de pe ultimul strat (vezi tabelul 2.7).

3. Lăsaţi primele două elemente (H şi He) de o parte şi comparaţi numărul electronilor de pe ultimul strat al celorlalte elemente.

4. Subliniaţi cu roşu simbolurile elementelor care au pe ultimul strat un electron, cu albastru simbolurile elementelor care au pe ultimul strat 2 electroni

---

* Sunt funcţii periodice

şi cu alte culori simbolurile elementelor care au pe ultimul strat acelaşi număr de electroni (3, 4 etc.).

5. Restrângeţi şirul orizontal, aranjând simbolurile elementelor cu acelaşi număr de electroni pe ultimul strat, unele sub altele. Câte coloane verticale obţineţi?

Tabelul 2.7

Număr atomic	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
Simbolul	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca
Nr. electronilor de pe ultimul strat	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	1	2	3	4	5	6	7	8	1	2

Se obervă că elementele cu numărul atomic $Z = 3$ Li; $Z = 11$ Na şi $Z = 19$ K au un singur electron pe ultimul strat.

Elementele cu numărul atomic $Z = 4$ Be; $Z = 12$ Mg şi $Z = 20$ Ca au pe ultimul strat doi electroni, iar perechile de elemente cu:

$Z = 5$	şi	$Z = 13$
$Z = 6$		$Z = 14$
$Z = 7$		$Z = 15$
$Z = 8$		$Z = 16$
$Z = 9$		$Z = 17$
$Z = 10$		$Z = 18$

au 3, 4, 5, 6, 7 şi respectiv 8 electroni pe ultimul strat.

Aranjând unele sub altele elementele cu acelaşi număr de electroni pe ultimul strat, şirul din tabelul 2.7 se restrânge în 8 coloane verficale, ca în tabelul 2.8.

Tabelul 2.8

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	etc.	etc.				

Hidrogenul şi heliul, având structuri electronice care le imprimă proprietăţi diferite faţă de celelalte elemente, sunt situate separat, înaintea acestora.

Continuând aranjarea elementelor, în ordinea crescândă a numărului atomic, astfel încât elementele cu aceeaşi configuraţie electronică pe ultimul strat să se găsească unele sub altele, toate elementele cunoscute până astăzi (de la $Z = 1$ hidrogenul, până la $Z = 106$) pot fi cuprinse într-un tabel, denumit *sistemul periodic al elementelor* (vezi tabelul anexat la sfârşitul cărţii).

Experimental, s-a dovedit că elementele cu aceeaşi configuraţie electronică pe ultimul strat prezintă proprietăţi asemănătoare. Deoarece în sistemul periodic al elementelor, configuraţia electronică se repetă în mod periodic, urmează că şi proprietăţile variază periodic.

Cum se explică faptul că proprietăţile elementelor sunt funcţii periodice ale sarcinii nucleare?

Deci, se impune o uşoară modificare a legii periodicităţii, şi anume:

Proprietăţile fizice şi chimice ale elementelor sunt funcţii periodice ale sarcinii nucleare Z.

2.5.1. Structura sistemului periodic al elementelor

Sistemul periodic al elementelor este alcătuit din şiruri orizontale, numite *perioade*, şi coloane verticale, numite *grupe* (vezi tabelul de la sfârşitul manualului).

Şirul de elemente cuprins între două gaze rare succesive se numeşte perioadă.

Perioadele se notează cu cifre arabe şi sunt în număr de şapte. Perioada întâi cuprinde doar două elemente, H şi He; perioadele a doua şi a treia cuprind câte 8 elemente, perioadele a patra şi a cincea, câte 18 elemente, perioada a şasea 32 elemente, iar perioada a şaptea este incompletă.

În perioadele *6* şi *7* se găsesc două serii de elemente cu proprietăţi foarte asemănătoare între ele, cunoscute sub numele de *lantanide şi actinide*, după numele primului element dinaintea seriei (lantanul şi actiniul). Simbolurile acestor elemente sunt scrise pe un fond galben, sub tabel.

Deoarece fiecare perioadă se încheie cu un gaz rar, numărul de elemente dintr-o perioadă se poate determina făcând diferenţa dintre numărul atomic al gazului rar ce încheie perioada şi numărul atomic al gazului rar din perioada precedentă. Acest calcul se poate urmări în tabelul 2.9.

Tabelul 2.9

Gazul rar	Numărul atomic	Diferenţa între numerele atomice	Perioada	Numărul de elemente din perioadă
Heliu	2	2 – 0 = 2	1	2
Neon	10	10 – 2 = 8	2	8
Argon	18	18 – 10 = 8	3	8
Kripton	36	36 – 18 = 18	4	18
Xenon	54	54 – 36 = 18	5	18
Radon	86	86 – 54 = 32	6	32

Aranjarea elementelor în perioade conduce totodată şi la apariţia a 18 coloane verticale, numite grupe, dintre care 8 grupe principale şi 10 grupe secundare.

Coloanele verticale, care cuprind elementele cu aceeaşi configuraţie electronică pe ultimul strat, se numesc grupe.

În aceeaşi grupă se găsesc elemente cu proprietăţi asemănătoare. Grupele se notează cu cifre romane, cu exponentul *a* pentru grupele principale şi *b* pentru grupele secundare. În conformitate însă cu recomandările Uniunii Internaţionale de Chimie Pură şi Aplicată (IUPAC), desemnarea grupelor sistemului periodic se face prin cifre arabe, de la stânga la dreapta, de la 1 la 18 (vezi sistemul periodic de la sfârşitul manualului).

În grupele I şi II principale, precum şi în toate grupele secundare se găsesc elemente care prezintă o serie de proprietăţi comune:

- sunt solide, cu excepţia mercurului;
- prezintă luciu caracteristic;
- sunt bune conducătoare de căldură şi electricitate;
- pot fi trase în foi subţiri (sunt maleabile)*;
- pot fi trase în fire subţiri (sunt ductile)*;
- sunt rezistente la tracţiune*.

Elementele cu proprietăţile enumerate mai sus se numesc *metale*.

Metalele sunt delimitate de celelalte elemente printr-o linie frântă îngroşată (vezi sistemul periodic de la sfârşitul manualului).

În grupele principale III, IV, V şi VI, elementele care se găsesc sub linia frântă îngroşată au deci şi ele caracter metalic.

Elementele din grupele principale III, IV, V, VI şi VII, situate deasupra liniei îngroşate, prezintă proprietăţi diferite faţă de metale:

- se găsesc în toate stările de agregare;
- nu au luciu caracteristic;
- sunt izolatori termici şi electrici;
- sunt sfărâmicioase.

Elementele cu proprietăţile enunţate mai sus se cunosc sub denumirea de *nemetale*.

Grupa a VIII-a principală cuprinde gazele rare: neon Ne, argon Ar, kripton Kr, xenon Xe şi radon Rn.

Stabiliţi prin ce se deosebesc grupele de perioadele din sistemul periodic al elementelor.

Z = 2
He
A = 4,003

Fig. 2.9. Căsuţa heliului din sistemul periodic

Din intersecţiile liniilor care delimitează grupele şi perioadele sistemului, rezultă mici căsuţe în care se notează simbolul elementului, numărul atomic *Z* şi, uneori, masa atomică (fig. 2.9).

* În clasele superioare veţi învăţa şi excepţii de la aceste proprietăţi generale.

2.5.2. Legătura dintre structura atomului şi locul ocupat de un element în sistemul periodic

În paragraful 2.5 s-a văzut că numărul electronilor de pe ultimul strat a determinat poziţia elementului în sistemul periodic. Deducem că între structura atomului unui element şi locul ocupat de acesta în sistemul periodic există o strânsă legătură.

Numărul atomic, notat în fiecare căsuţă, indică:

– numărul de protoni din nucleul atomului;
– numărul de electroni din învelişul de electroni;
– ordinea în care se succed elementele în sistem (numărul de ordine).

De exemplu, litiul, cu $Z = 3$, are în nucleul atomului său 3 protoni, iar în învelişul de electroni, 3 electroni şi ocupă locul al 3-lea în sistemul periodic.

> *Sulful are Z = 16. Ce caracteristici puteţi deduce din această valoare?*

Bromul, cu $Z = 35$, are 35 de protoni în nucleu, 35 electroni în învelişul de electroni şi ocupă locul al 35-lea în sistemul periodic.

> *Numărul electronilor de pe ultimul strat este egal cu numărul grupei principale.*

> *Ce deduceţi din faptul că* Sn *şi* Pb *sunt situate în grupa a IV-a principală?*

Astfel, litiul, sodiul, potasiul, care au câte un electron pe ultimul strat, sunt situate în grupa I principală; fluorul, clorul, bromul şi iodul, care au 7 electroni pe ultimul strat, sunt situate în grupa a VII-a principală, iar gazele rare, care au 8 electroni pe ultimul strat, sunt situate în grupa a VIII-a principală.

Grupele secundare cuprind numai metale, dar cu structuri electronice şi proprietăţi diferite faţă de cele ale metalelor din grupele principale.

> *Numărul stratului periferic în curs de completare este egal cu numărul perioadei.*

> *În ce perioadă vor fi situate* K *şi* Ca *dacă au în curs de completare stratul 4?*

De exemplu, carbonul, azotul, oxigenul au în curs de completare stratul *L* (al doilea, vezi tabelul 2.5), deci aceste elemente sunt situate în perioada a 2-a. Sodiul, magneziul, aluminiul au în curs de completare stratul *M* (al treilea), deci ele vor fi situate în perioada a 3-a.

Legătura strânsă între locul ocupat de un element în această clasificare şi structura lui atomică a permis ca sistemul periodic să devină un instrument de lucru în studiul chimiei. Cu ajutorul numărului atomic Z şi al numărului de masă A se pot determina: numărul protonilor Z, numărul neutronilor A-Z, numărul electronilor Z şi poziţia în sistemul periodic.

> *Ce structură are atomul elementului $Z = 9$ și $A = 19$?*
> *Stabiliți poziția acestui element în sistemul periodic.*

De exemplu, carbonul are $Z = 6$ şi $A = 12$, deci atomul de carbon cuprinde în nucleu 6 protoni şi 6 neutroni, iar în învelişul electronic 6 electroni. Având 4 electroni pe stratul al doilea, strat în curs de completare, carbonul se găseşte în grupa a IV-a principală, perioada a doua.

În acelaşi timp, cunoscând numai poziția elementului în sistemul periodic (numărul grupei şi numărul perioadei), se pot obține informații cu privire la structura atomului.

De exemplu, sulful se găseşte în sistemul periodic în perioada a 3-a, grupa a VI-a. Folosind numai aceste date, se pot deduce următoarele:

– învelişul electronic al atomului de sulf are trei straturi: primele două complet ocupate cu electroni (2 şi respectiv 8), iar al treilea, în curs de completare;

– pe ultimul strat se găsesc 6 electroni;

– totalul electronilor (16) indică valoarea numărului atomic Z, deci şi a sarcinii nucleare (16 protoni).

Exerciții şi probleme-întrebări recapitulative

1. Se dau elementele: sodiul, clorul, mercurul, iodul, magneziul şi zincul. Stabiliți care sunt metale şi care sunt nemetale, urmărind poziția lor în sistemul periodic al elementelor.

2. Un element are numărul atomic $Z = 18$. Ce informații deduceți din această valoare? Ce particularitate prezintă configurația electronică a atomului elementului?

3. Un element ocupă locul 12 în sistemul periodic. Ce deduceți din această informație, fără să consultați sistemul periodic?

4. Atomul unui element are 6 protoni în nucleu. Care este acel element? Ce alte amănunte puteți deduce din această unică informație?

5. Ce proprietăți comune au toate elementele situate în grupa I principală? Dar cele din grupa a VII-a principală?

6. Stabiliți configurațiile învelişului electronic pentru atomii tuturor elementelor din perioada a 2-a.

7. Învelişul electronic al unui element X cuprinde 14 electroni. Care este configurația electronică a atomului elementului respectiv? Ce alte amănunte deduceți din această informație dată?

8. Sodiul se găseşte în sistemul periodic în perioada a 3-a, grupa I principală. Ce date cu privire la structura atomului de Na puteți deduce din poziția sa în sistemul periodic?

9. Învelişul electronic al atomului de fosfor are, pe stratul 3, cinci electroni. Care este configurația electronică a atomului de fosfor? Fără să consultați sistemul periodic, stabiliți ce poziție va ocupa elementul în această clasificare.

2.6. Ioni. Formarea ionilor pozitivi şi negativi

Se cunoaşte că atomul este neutru din punct de vedere electric (numărul protonilor fiind egal cu numărul electronilor).

Sub influența unor factori externi (căldură, lumină etc.), atomii pot ceda sau accepta unul sau mai mulți electroni. În acest caz, numărul sarcinilor pozitive din nucleu nu mai este egal cu numărul sarcinilor negative din învelişul de electroni. În consecință, atomul îşi pierde caracterul neutru şi va deveni o particulă cu o sarcină electrică ce depinde de numărul electronilor cedați sau acceptați.

Atomul încărcat cu sarcină electrică, ce apare datorită numărului diferit de electroni din învelişul electronic în comparație cu numărul protonilor din nucleu, se numeşte ion.

Transformarea unui atom în ionul respectiv se numeşte *ionizare*. Ionul se notează cu simbolul elementului căruia îi aparține, însoțit de sarcina electrică scrisă în dreapta sus. De exemplu, ionul pozitiv de sodiu se notează Na^+, iar ionul negativ de clor se notează Cl^-.

După semnul sarcinii electrice, ionii sunt de două categorii:
- *ioni pozitivi*, rezultați prin cedare de electroni, şi
- *ioni negativi*, rezultați prin acceptare de electroni.

2.6.1. Formarea ionilor pozitivi

Ca exemplu se va lua, inițial, atomul de litiu, Li cu $Z = 3$, care are 3 protoni în nucleu şi 3 electroni în învelişul electronic (vezi figura 2.5).

În anumite condiții, atomul de litiu poate ceda electronul de pe ultimul strat, transformându-se astfel în ionul pozitiv de litiu (fig. 2.10).

Notând electronul printr-un punct situat lângă simbolul elementului, procesul de ionizare al litiului poate fi reprezentat astfel:

$$Li\cdot \rightarrow Li^{+} + e^{-}$$

Din figura 2.10 rezultă că după cedarea electronului de pe stratul *L*, ionul de litiu a rămas cu învelişul electronic al atomului de heliu (structură stabilă de dublet).

Acelaşi mecanism stă şi la baza formării ionului de sodiu. Astfel, atomul de sodiu Na care are $Z = 11$, adică în nucleu 11 protoni, iar în învelişul de electroni 11 electroni, prin cedarea unui electron, rămâne în învelişul de electroni cu 10 sarcini negative faţă de 11 sarcini pozitive în nucleu. Zece electroni nu pot neutraliza decât zece protoni din nucleu, deci atomul de sodiu s-a transformat în ionul pozitiv de sodiu, proces ce se poate reprezenta astfel:

$$Na\cdot \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$

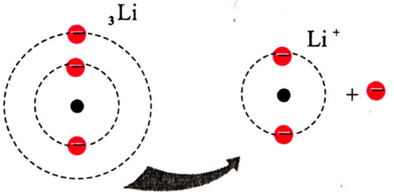


Fig. 2.10. Formarea ionului de litiu

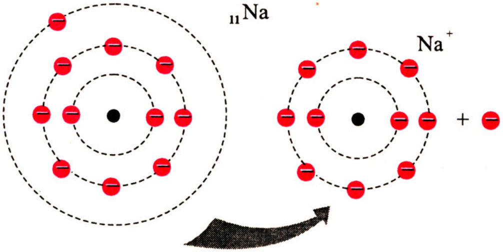


Fig. 2.11. Formarea ionului de sodiu

Urmărind în tabelul 2.5 şi în figura 2.11 structura învelişului electronic al atomului de sodiu, se observă că, după cedarea electronului de pe stratul *M*, ionul de sodiu a rămas cu învelişul electronic al neonului, care corespunde unei structuri deosebit de stabile (octetul electronic).

În exemplele anterioare s-a putut urmări obţinerea ionilor cu o singură sarcină pozitivă. Se cunosc însă şi atomi care pot ceda 2 sau 3 electroni. De exemplu, atomul de magneziu, care are $Z = 12$, în tendinţa de a ajunge la structura stabilă de octet, poate ceda 2 electroni de pe stratul *M* şi rămâne cu 12 protoni în nucleu şi cu 10 electroni în învelişul de electroni (fig. 2.12). Deci ionul de magneziu va poseda două sarcini pozitive:

$$Mg\colon \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$$

Atomul de aluminiu, în mod similar, poate ceda 3 electroni şi trece în ionul cu trei sarcini pozitive:

$$\dot{A}l\colon \rightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$$

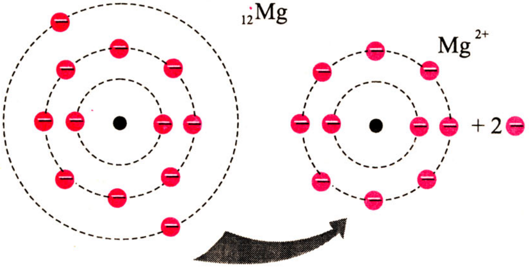


Fig. 2.12. Formarea ionului de magneziu

Concluzie. Atomii cu un număr mic de electroni pe ultimul strat, în tendința de a ajunge la structuri stabile, pot ceda unul sau mai mulți electroni, formând ioni cu atâtea sarcini pozitive câți electroni au cedat și trecând în structura electronică a gazelor rare, care le preced în sistemul periodic.

> *Reprezentați, prin desen, ionizarea atomului de aluminiu (folosiți modelul din figura 2.12).*

Elementele care au tendința de a forma ioni pozitivi se numesc *elemente cu caracter electropozitiv*.

Din totalul de 106 elemente cunoscute până în prezent, majoritatea au caracter electropozitiv.

Cele mai cunoscute elemente cu caracter electropozitiv sunt: sodiul, magneziul, aluminiul, zincul, fierul, staniul (cositorul), plumbul, cuprul (arama), argintul, aurul etc. Deci metalele sunt elemente cu caracter electropozitiv.

Teme de control

1. Câți electroni pot ceda elementele situate în grupele I, II și III principale? Argumentați răspunsul.

2. Știind că potasiul, K, este situat în grupa I principală, perioada a 4-a, stabiliți:

– configurația electronică a atomului de potasiu;

– ce tip de ioni va forma;

– în ce constă procesul de ionizare a atomului de potasiu.

3. Elementul calciu, Ca are $Z = 20$ și $A = 40$.

Ce puteți deduce din aceste valori?

Ce fel de ioni poate forma atomul de calciu?

Reprezentați grafic procesul de ionizare și stabiliți care este configurația electronică a ionului de calciu.

2.6.2. Formarea ionilor negativi

Atomii care au 7, 6 sau 5 electroni pe ultimul strat pot să accepte, în anumite condiții, 1 până la 3 electroni pentru a-și completa structura stabilă de octet. În acest caz, numărul electronilor depășește numărul protonilor din nucleu și deci atomul se transformă într-un ion negativ. De exemplu, atomul de clor care are 17 protoni în nucleu și 17 electroni în învelișul electronic (dintre care 7 pe ultimul strat, *M*), manifestă tendința de a accepta un electron, completându-și octetul pe stratul *M* (fig. 2.13). Astfel, atomul de clor se transformă într-un ion negativ:

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

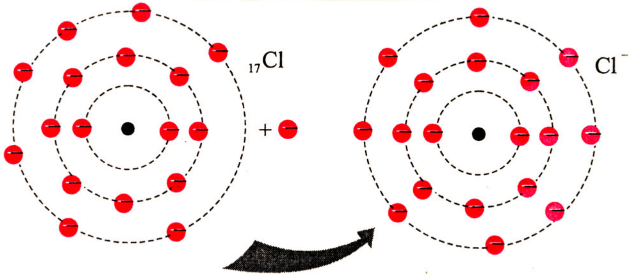


Fig. 2.13. Formarea ionului de clor

Atomul de sulf, care are $Z = 16$ și deci 16 protoni în nucleu și 16 electroni în învelișul periferic, poate accepta doi electroni pentru a-și completa octetul. În consecință, se transformă în ionul de sulf cu două sarcini negative:

$$:\ddot{\underset{\cdot}{S}}\cdot + 2e^- \longrightarrow :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{S}}:^{2-}$$

Concluzie. Atomii care au pe ultimul strat 7, 6 sau 5 electroni, în tendința de a-și forma pe ultimul strat structuri stabile, pot accepta unul sau mai mulți electroni formând ioni, cu atâtea sarcini negative câți electroni au acceptat trecând în structura electronică a gazelor rare care le urmează în sistemul periodic.

> *Reprezentați, prin desen, ionizarea atomului de sulf.*

Elementele care au tendința de a forma ioni negativi se numesc *elemente cu caracter electronegativ*. Printre elementele cu caracter electronegativ se numără: fluorul, clorul, oxigenul, sulful, azotul, fosforul ș.a. Deci, nemetalele sunt elemente cu caracter electronegativ.

> *Prin ce proprietăți deosebiți un metal de un nemetal?*

Teme de control

1. Ce ion poate forma atomul de oxigen? Explicați procesul de ionizare a acestuia.

2. Fluorul, F, are $Z = 9$ și $A = 19$. Stabiliți structura atomului de fluor.

Comparați configurația electronică a atomului de fluor, F, cu cea a ionului de fluor F^-.

3. Cunoscând că elementul iod, I, este situat în grupa a VII-a principală și perioada a 5-a, determinați cu ajutorul sistemului periodic al elementelor:

– valoarea numărului atomic;

– configurația electronică a atomului de iod;

– procesul de ionizare;

– configurația electronică a ionului de iod.

2.6.3. Variația caracterului electropozitiv în sistemul periodic

În reacțiile chimice, marea majoritate a atomilor tind să ajungă la configurații stabile de octet.

În multe cazuri, așa cum s-a văzut în paragraful precedent, aceasta se realizează prin cedare sau acceptare de electroni.

Pentru ca un atom neutru să cedeze electroni este nevoie întotdeauna de o energie exterioară (căldură, electricitate, lumină). Valoarea acestei energii consumate va fi cu atât mai scăzută, cu cât numărul de electroni smulși din atom este mai mic.

În consecință, tendința elementului de a trece într-un ion pozitiv, adică, caracterul său electropozitiv va fi cu atât mai mare cu cât numărul electronilor de pe ultimul strat este mai mic. Deci, dacă se compară caracterul electropozitiv al sodiului cu cel al magneziului și al aluminiului, se deduce teoretic că sodiul are caracterul cel mai electropozitiv, iar aluminiul cel mai puțin electropozitiv.

> *Comparați caracterul electropozitiv al calciului cu cel al potasiului.*

Cum sodiul, magneziul și aluminiul sunt situate în aceeași perioadă (perioada a 3-a), rezultă că *în perioadă, caracterul electropozitiv scade de la stânga spre dreapta* (de la grupa I la grupa a VII-a principală). Deci, elementele cu cel mai electropozitiv caracter se găsesc în grupa I principală (fig. 2.14). Această regulă nu se aplică elementelor din grupele secundare și grupa a VIII-a.

Caracterul electropozitiv variază însă în grupă, întrucât electronii ce urmează să fie îndepărtați din atom se pot afla pe un strat mai apropiat de nucleu sau mai îndepărtat de acesta.

Teoretic, este lesne de dedus că electronii, care se găsesc pe un strat superior, deci mai departe de nucleu, sunt slab atraşi de acesta şi deci se poate elibera mai uşor. În schimb, electronii situați pe un strat inferior, fiind mai aproape de nucleu, sunt mai puternic atraşi de acesta.

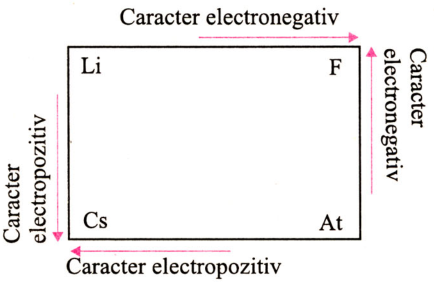


Fig. 2.14.
Variația caracterului electropozitiv şi electronegativ în sistemul periodic

> *Comparați caracterul electropozitiv al magneziului cu cel al bariului.*

De exemplu, atomul de potasiu, care are ultimul electron pe stratul N (al patrulea), cedează mai uşor electronul său decât atomul de sodiu, care are ultimul electron pe stratul M, al treilea. Deci, potasiul are caracter electropozitiv mai accentuat decât sodiul.

Legând această concluzie de poziția celor două elemente în sistemul periodic (sodiul în grupa I, perioada a 3-a, iar potasiul, în grupa I, perioada a 4-a), se deduce: *caracterul electropozitiv al elementelor creşte în grupă de sus în jos.*

Teme de control

1. Ce ioni pot forma atomii de: litiu, calciu şi aluminiu?

Care sunt gazele rare ale căror configurații electronice se regăsesc în ionii formați?

2. Reprezentați grafic procesul de ionizare a atomului de potasiu.

3. Explicați de ce atomii de bariu pot forma ioni pozitivi.

4. De ce elementele din grupele I şi II principale au tendința de a forma ioni pozitivi?

5. De ce atomii de litiu, sodiu şi potasiu formează ioni cu aceeaşi sarcină: +1?

6. Comparați caracterul electropozitiv al sodiului cu cel al potasiului şi cel al magneziului.

2.6.4. Variația caracterului electronegativ în sistemul periodic

Caracterul electronegativ, ca şi cel electropozitiv, variază atât în perioadă, cât şi în grupă. Elementele cu caracterul cel mai electronegativ vor fi cele din grupa a VII-a principală, întrucât acestea au nevoie de un singur electron pentru a-şi completa stratul exterior la octet.

Elementele din grupa a VI-a principală, având nevoie de doi electroni pentru a atinge configurația electronică a gazului rar ce încheie perioada, vor manifesta un caracter electronegativ mai puțin accentuat decât cele din grupa a VII-a principală.

Pentru acelaşi motiv, elementele din grupa a V-a principală vor prezenta un caracter electronegativ şi mai redus. Se deduce că *în perioadă caracterul electronegativ creşte de la stânga spre dreapta* (de la grupa IV la grupa a VII-a principală). De exemplu, fluorul are caracter mai electronegativ decât oxigenul, iar acesta, la rândul său, mai electronegativ decât azotul.

Considerați elementele carbon şi oxigen. Care va avea un caracter mai electronegativ?

Această regulă nu se aplică grupelor secundare şi grupei a VIII-a principală (gazele rare).

În aceeaşi grupă electronul va fi cu atât mai uşor acceptat, cu cât va fi mai puternic atras de nucleu. Deci fluorul, care acceptă electronul pe stratul *L* (al 2- lea), va fi mai electronegativ decât clorul, care acceptă electronul pe stratul *M* (al 3-lea).

Considerați elementele oxigen şi sulf. Care va avea un caracter mai electronegativ?

În concluzie, *caracterul electronegativ al elementelor creşte în grupă de jos în sus* (fig. 2.14).

Teme de control

1. Ce ioni pot forma atomii de fluor şi sulf? Care sunt gazele rare ale căror configurații electronice se regăsesc în ionii formați?

2. Reprezentați grafic procesul de ionizare a atomului de oxigen.

3. Care atomi ai elementelor cuprinse în sistemul periodic nu pot forma ioni? De ce?

4. Care dintre cele 18 elemente cuprinse în primele trei perioade din sistemul periodic prezintă caracter electropozitiv şi care caracter electronegativ? Argumentați răspunsul.

5. Explicați de ce atomii de fluor pot forma ioni negativi?

6. De ce sulful şi oxigenul formează ioni cu două sarcini negative, iar magneziul, ioni cu două sarcini pozitive?

7. De ce clorul şi fluorul formează ioni cu aceeaşi sarcină: −1?

8. Cum variază caracterul electronegativ de la fosfor la sulf şi apoi la clor? Explicaţi răspunsul.

9. Comparaţi caracterul electronegativ al fluorului cu cel al iodului.

2.7. Valenţa

Studiul diferitelor elemente chimice a demonstrat că proprietăţile lor depind de structura învelişului electronic. Numărul şi repartiţia electronilor de pe ultimul strat al unui atom determină comportarea chimică a elementului, printre care şi capacitatea de a se combina cu atomii altor elemente.

Capacitatea de combinare a atomilor unui element cu atomii altui element se numeşte valenţă.

Din punct de vedere electronic, valenţa este egală cu numărul electronilor cu care fiecare atom al elementului respectiv participă în timpul reacţiilor chimice. Aceşti electroni se numesc *electroni de valenţă* şi aparţin, de obicei, ultimului strat, numit *strat de valenţă.*

Participarea electronilor de valenţă se face însă diferit. Astfel, în timpul reacţiilor chimice *atomii* diferitelor elemente, în tendinţa de a ajunge la o structură stabilă pe ultimul strat, *pot fie să cedeze sau să accepte electroni, fie să pună în comun unul sau mai mulţi electroni.*

2.7.1. Electrovalenţa

Atomul de sodiu, în tendinţa de a ajunge la structura stabilă de octet, cedează un electron în timpul reacţiilor chimice (vezi p. 48). De aici valenţa sa pozitivă egală cu unitatea **+1** şi încadrarea în categoria elementelor monovalente. Aceeaşi comportare o au atomii de litiu Li, potasiu K. Deci, toate aceste elemente sunt monovalente.

Atomul de hidrogen, în condiţii speciale poate, fie să accepte un electron formând ionul de H^- (cu configuraţia electronică de dublet a heliului), fie să cedeze un electron cu formarea ionului H^+ (protonul)* . Deci, **atomul de hidrogen este constant monovalent.**

Atomul de magenziu, având doi electroni pe ultimul strat, poate ceda doi electroni (vezi p. 49). Deci, **magneziul este un element divalent,** cu valenţa pozitivă **+2**.

---

* Ionul H^+ nu se găseşte în stare liberă. În clasele superioare se vor studia condiţiile în care se formează şi formele sub care apare H^+.

Ca exemplu de elemente divalente se pot cita: calciul Ca, magneziul Mg, zincul Zn.

În acelaşi mod se poate deduce că aluminiul, **Al, este trivalent** şi deci că valenţa lui pozitivă este **+3.**

Printr-un raţionament analog se ajunge la concluzia că elementele cu 5-7 electroni pe ultimul strat electronic au valenţă negativă, egală cu numărul electronilor acceptaţi de atomul respectiv.

De exemplu, fluorul F, clorul Cl, bromul Br, având pe ultimul strat 7 electroni (vezi tabelul 2.5), acceptă, pentru a ajunge la structura stabilă de octet, un singur electron.

De aici rezultă că acestea sunt elemente monovalente cu valenţa negativă **–1**. Atomii de oxigen şi sulf, având pe ultimul strat câte 6 electroni, pot accepta doi electroni (vezi p. 50). Deci **oxigenul** şi **sulful** sunt **elemente divalente**, valenţa lor fiind egală cu **–2.**

Concluzie. *Valenţa elementelor cu caracter electropozitiv este pozitivă şi egală cu numărul electronilor cedaţi, iar valenţa elementelor cu caracter electronegativ este negativă şi egală cu numărul electronilor acceptaţi.*

> *Explicaţi de ce calciul are electrovalenţa* **+2**, *iar fluorul* **–1**?

> **Valenţa elementelor ai căror atomi se transformă uşor în ioni se numeşte electrovalenţă şi este egală cu numărul electronilor cedaţi sau acceptaţi.**

Electrovalenţa elementelor nu trebuie memorată. Ea este determinată de structura electronică a atomului şi poate fi dedusă din poziţia elementului în sistemul periodic. Astfel: elementele din grupa I principală vor avea electrovalenţa **+1,** cele din grupa a II-a principală **+2,** cele din grupa a III-a principală **+3,** iar elementele situate în grupele principale, V, VI şi VII vor avea electrovalenţa: **–3, –2** şi respectiv **–1.**

Generalizând cazurile, se poate preciza:

electrovalenţa elementelor situate în grupele principale I, II şi III este egală cu valoarea pozitivă a numărului grupei respective, iar electrovalenţa elementelor situate în grupele principale VII, VI şi V este egală cu diferenţa dintre numărul grupei principale şi cifra 8.

Teme de control

1. Ce elemente prezintă electrovalenţa **+1**? Explicaţi răspunsul.

2. Ce elemente prezintă electrovalenţa **–1**? Motivaţi răspunsul.

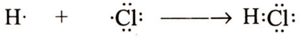
3. Ce elemente prezintă electrovalenţa **+2**? Dar **–2**?

2.7.2. Covalența

În paragraful 2.7 s-a precizat că elementele își pot forma structuri stabile pe ultimul strat și prin punerea în comun a electronilor.

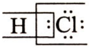
Pentru exemplificare să considerăm unirea unui atom de hidrogen cu un atom de clor, care are drept consecință formarea acidului clorhidric.

Atomii celor două elemente sunt reprezentați prin simbolurile lor, însoțite de numărul electronilor de pe ultimul strat. În timpul reacției, atomul de hidrogen pune în comun electronul său cu unul din cei șapte electroni ai atomului de clor:



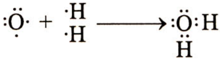
Hidrogen Clor Acid clorhidric

În modul acesta, în jurul atomului de hidrogen se formează o structură stabilă de dublet, iar în jurul atomului de clor, o structură stabilă de octet.



Stabilitatea combinației formate (acidul clorhidric) este mult mai mare decât stabilitatea atomilor liberi de hidrogen și de clor. Punând în comun fiecare câte un singur electron, se spune că cele două elemente au covalența 1, adică sunt monovalente sau, mai exact, monocovalente.

Atomul de oxigen, în reacție cu doi atomi de hidrogen, pune în comun doi electroni și formează apa:



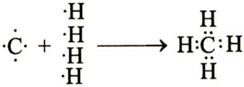
Oxigen Hidrogen Apă

Oxigenul, în acest caz, este dicovalent, iar hidrogenul, monocovalent. Se observă că atomul de oxigen și-a format pe ultimul strat o structură stabilă de octet, iar fiecare atom de hidrogen, câte o structură stabilă de dublet.

În mod similar se pot explica valențele azotului (tricovalent) și carbonului (tetracovalent).

Determinați covalența sulfului în compusul H_2S, *numit hidrogen sulfurat.*

Azot Hidrogen Amoniac



Carbon Hidrogen Metan

Valenţa, exprimată prin numărul de electroni, pe care atomul unui element îi pune în comun cu electronii altui atom în timpul reacţiei chimice, se numeşte covalenţă.

În cazul covalenţelor, valenţa maximă a unui element nu poate depăşi numărul electronilor de pe ultimul strat, dar poate fi mai mică cu câte două unităţi. Astfel, se explică de ce sulful în unele combinaţii este divalent, iar în altele poate fi tetra- sau hexavalent.

Valenţa elementelor se notează cu cifre romane, scrise în paranteză, în dreapta simbolului. De exemplu, S (II) sulf divalent, S (IV) sulf tetravalent, S (VI) sulf hexavalent.

Ca şi electrovalenţa, covalenţa elementelor poate fi dedusă din sistemul periodic. Astfel, în compuşii cu oxigenul, denumiţi oxizi, covalenţa maximă a elementelor este egală cu numărul grupei principale*. De exemplu, sulful situat în grupa a VI-a, în oxidul superior – trioxidul de sulf SO_3 – are covalenţa 6.

În compuşii cu hidrogenul, covalenţa elementelor din grupele principale III şi IV este egală cu numărul grupei, iar a celor din grupele V, VI şi VII este egală cu diferenţa dintre 8 şi numărul grupei.

De exemplu, azotul, element situat în grupa a V-a principală, manifestă faţă de hidrogen, în amoniac NH_3, covalenţa: $8 - 5 = 3$ (vezi p. 56).

Elementele, ai căror atomi liberi prezintă structuri stabile pe ultimul strat, în condiţii normale nu pot ceda, accepta sau pune în comun electroni. Acestea sunt: heliul, care are 2 electroni pe ultimul strat, neonul, argonul, kriptonul, xenonul şi radonul, care au câte 8 electroni pe ultimul strat.

Teme de control

1. Ce elemente prezintă covalenţa 2? Argumentaţi răspunsul.

2. Ce element poate prezenta în unii compuşi electrovalenţa –2, iar în alţi compuşi covalenţa 2? Explicaţi răspunsul.

3. Stabiliţi valenţa faţă de hidrogen şi faţă de oxigen pentru elementele: fosfor şi clor.

2.8. Legături chimice

Atomii elementelor, în tendinţa de a-şi realiza pe ultimul strat configuraţia stabilă a gazului rar cel mai apropiat, se unesc între ei prin intermediul electronilor, formând *legături chimice*.

---

* Excepţie fac fluorul, care este constant monovalent, oxigenul, care este constant divalent şi azotul care poate fi tri– şi tetravalent. În clasele superioare vi se va aplica de ce fluorul, oxigenul şi azotul fac excepţie de la această regulă.

Electronii care participă la realizarea legăturilor chimice se numesc electroni de valență.

Se cunoaşte din paragraful 2.7 că legăturile chimice se realizează fie prin cedare sau acceptare de electroni, fie prin punerea în comun a unuia sau a mai multor electroni de valență. După modul în care se realizează legătura dintre atomi, cele mai importante tipuri de legături chimice sunt:

– legătura electrovalentă sau ionică, creată în urma unui transfer de electroni (cedare-acceptare) şi

– legătura covalentă sau atomică, creată prin punere în comun de electroni.

2.8.1. Legătura electrovalentă sau ionică

Legătura electrovalentă se realizează între elemente cu caracter puternic electropozitiv şi elemente cu caracter puternic electronegativ. În timpul formării acestei legături, se disting două etape:

Etapa I: formarea ionilor.

Etapa II: exercitarea forței electrostatice de atracție între ionii de semn contrar formați.

De exemplu:

Etapa I

$Na\cdot \rightarrow Na^+ + e^-$ $\qquad$ $Mg: \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

$:\ddot{C}l\cdot + e^- \rightarrow :\ddot{C}l:^-$ $\qquad$ $:\ddot{O}\cdot + 2e^- \rightarrow :\ddot{O}:^{2-}$

sau totalizând

$Na\cdot + :\ddot{C}l\cdot \rightarrow Na^+ + :\ddot{C}l:^-$ $\qquad$ $Mg: + \cdot\ddot{O}: \rightarrow Mg^{2+} + :\ddot{O}:^{2-}$

Etapa II

$Na^+ + Cl^- \rightarrow Na^+Cl^-$ (Clorură de sodiu) $\qquad$ $Mg^{2+} + O^{2-} \rightarrow Mg^{2+}O^{2-}$ (Oxid de magneziu)

> *Reprezentați formarea legăturii ionice în cazul* KCl *şi* CaO.

Compuşii ionici formați, NaCl şi MgO, sunt neutri din punct de vedere electric şi au o stabilitate mult mai mare decât cea a atomilor inițiali, întrucât ionii componenți au structuri stabile de octet.

Legătura chimică ce se stabileşte între ionii de semn contrar se numeşte legătură ionică sau electrovalentă.

În general, substanțele ionice prezintă puncte de topire ridicate, datorită puternicelor forțe de atracție care se exercită între ioni.

În soluție şi topitură, datorită mobilității ionilor, compuşii ionici sunt buni conducători de electricitate.

2.8.2. Legătura covalentă

Între atomii elementelor cu caracter electrochimic identic sau puțin diferențiat se creează legături covalente, prin punerea în comun a unuia sau a mai multor electroni de valență.

Astfel, se formează asociații de atomi cu stabilitate mare, care pot exista în stare liberă.

Cea mai mică particulă dintr-o substanță, care poate exista în stare liberă și care în aceleași condiții de temperatură și presiune prezintă toate proprietățile substanței respective se numește moleculă.

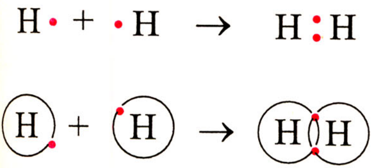


Fig. 2.15. Formarea moleculei de hidrogen

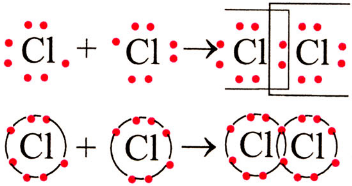


Fig. 2.16. Formarea moleculei de clor

De exemplu, atomii de hidrogen își pun în comun câte un electron și formează molecule, care cuprind doi atomi de hidrogen și în care fiecare atom de hidrogen dobândește o configurație stabilă de dublet (fig. 2.15).

Atomii de clor formează, în mod similar, molecule care cuprind doi atomi de clor și în care fiecare atom capătă o configurație stabilă de octet (fig. 2.16).

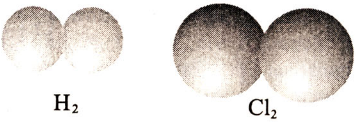


Fig. 2.17. Modele compacte ale moleculelor de H_2 și Cl_2

Modelele compacte ale celor două molecule (hidrogen și clor) sunt prezentate în figura 2.17.

Reprezentați formarea moleculelor de fluor.

Structuri stabile de octet se pot realiza și prin participarea mai multor electroni. De exemplu, molecula de azot se formează prin punere în comun a câte trei electroni de către fiecare atom de azot (fig. 2.18).

Legătura formată prin punere în comun a electronilor proveniți de la doi atomi diferiți se numește legătură covalentă.

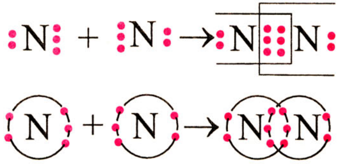


Fig. 2.18. Formarea moleculei de azot

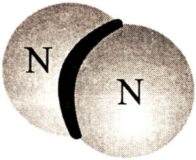


Fig. 2.19. Model compact al moleculei de N_2

În figura 2.19 este reprezentat modelul compact al moleculei de azot.

Legăturile covalente se pot forma şi între atomi diferiţi. De exemplu: hidrogen şi clor (fig. 2.20), hidrogen şi oxigen (fig. 2.21), hidrogen şi azot (fig. 2.22), hidrogen şi carbon (fig. 2.23).

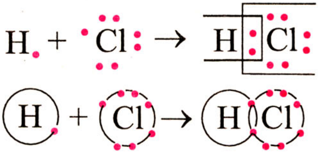


Fig. 2.20. Formarea moleculei de acid clorhidric

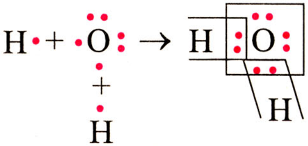


Fig. 2.21. Formarea moleculei de apă

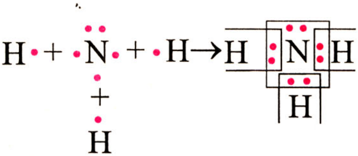


Fig. 2.22. Formarea moleculei de amoniac

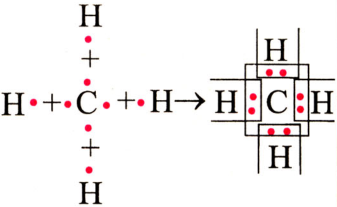


Fig. 2.23. Formarea moleculei de metan

În figura 2.24 sunt ilustrate modelele compacte ale celor patru molecule.

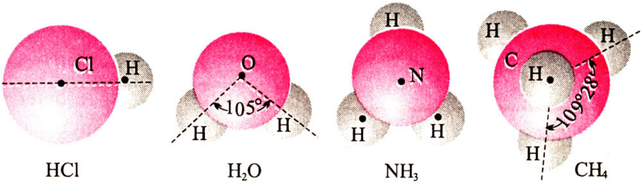
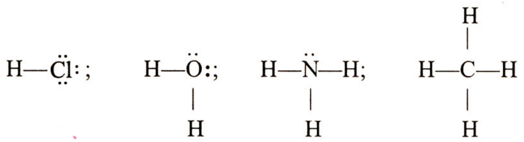


Fig. 2.24. Modele compacte ale moleculelor de HCl, H_2O, NH_3 şi CH_4

Ca şi moleculele de hidrogen, clor şi azot, moleculele de acid clorhidric, apă, amoniac şi metan prezintă o mare stabilitate datorită faptului că în jurul fiecărui atom s-a creat o structură stabilă (de dublet în jurul atomului de hidrogen şi octet în jurul celorlalţi atomi).

Perechea comună de electroni se notează în mod convențional printr-o liniuță de valență.
De exemplu:



Prin aceste exemple se confirmă încă o dată că **hidrogenul şi clorul sunt monocovalente, oxigenul este dicovalent, azotul tricovalent, iar carbonul tetracovalent.**

În legătura covalentă creată între atomi de acelaşi fel, perechea comună de electroni aparține în egală măsură ambilor atomi. O astfel de legătură se numeşte ***legătură covalentă nepolară***, iar molecula corespunzătoare, ***moleculă nepolară***. Moleculele de hidrogen, clor şi azot sunt deci molecule nepolare.

În marea majoritate a cazurilor, în moleculele care cuprind atomi proveniți de la elemente diferite: acid clorhidric, apă, amoniac, perechea comună de electroni este atrasă mai mult spre atomul mai electronegativ (Cl, O, N, vezi reprezentările moleculelor de acid clorhidric, apă şi amoniac din fig. 2.25).

Astfel de molecule se numesc ***polare***, iar legătura corespunzătoare, ***legătură covalentă polară.***

Electronii care nu participă la legătura covalentă se numesc *electroni neparticipanți.* Astfel, atomul de clor, în acidul clorhidric, are 3 perechi de electroni neparticipanți; atomul de oxigen, în apă, are 2 perechi de electroni neparticipanți; iar atomul de azot, în amoniac, are o pereche de electroni neparticipanți. Perechile de electroni neparticipanți pot fi notate atât ca în figurile 2.15; 2.16; 2.18; 2.20; 2.21; 2.22; 2.23, cât şi ca în exemplele din figura 2.25, în care fiecare liniuță (roşie), plasată la atomul de clor, oxigen sau azot reprezintă un dublet electronic neparticipant.

> *Ce tip de legătură va prezenta hidrogenul sulfurat, ştiind că unghiul dintre covalențe este de 92°?*

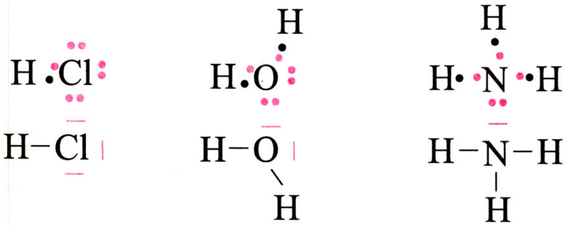


Fig. 2.25. Modele moleculare ale HCl, H_2O şi NH_3

În condiţii speciale, la o pereche de electroni neparticipanţi se poate ataşa un atom sau un ion. De exemplu, la perechea de electroni neparticipanţi ai atomului de azot din amoniac se poate ataşa ionul de hidrogen H^+, formându-se o nouă legătură covalentă în care perechea comună de electroni provine de la un singur atom (azotul) (fig. 2.26).

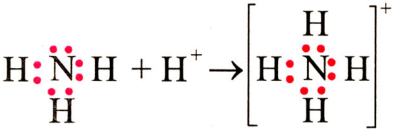


Fig. 2.26. Formarea ionului amoniu

Acest tip de legătură se numeşte ***donor-acceptor*** **(legătură coordinativă).** În cazul exemplificat mai sus, atomul de azot este ***donorul***, iar ionul de hidrogen (protonul) este ***acceptorul.***

Noua particulă formată posedă o sarcină pozitivă, deoarece încărcarea ionului de hidrogen se repartizează uniform întregului grup de atomi. Denumirea ionului format este ***ionul amoniu.***

Legătura covalentă se deosebeşte de legătura ionică prin rigiditatea ei (atomii sunt legaţi fix între ei).

De asemenea, substanţele cu legătură covalentă se deosebesc de compuşii ionici prin faptul că prezintă puncte de topire şi fierbere scăzute.

Exerciţii şi probleme-întrebări recapitulative

1. Stabiliţi care din afirmaţii sunt corecte şi care sunt incorecte:
– oxigenul este constant divalent,
– oxigenul formează ioni monovalenţi,
– oxigenul este di- şi tetracovalent,
– oxigenul are aceeaşi valenţă în apă, dioxid de sulf şi trioxid de sulf.

2. Ce tip de legătură prezintă compusul format din sodiu şi fluor? Dar cel rezultat din unirea calciului cu clorul?

3. Ce tip de legătură se formează în molecula de fluor? Dar în molecula de acid fluorhidric? Comparaţi cele două tipuri de legături.

4. Completaţi, în figura 2.27, şirul orizontal şi coloanele verticale după indicaţiile următoare:

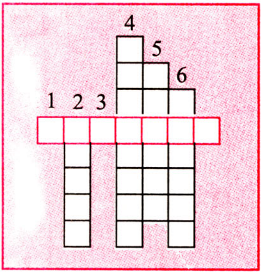


Fig. 2.27. Rebus chimic

Orizontal: 1. Substanţă cu legătură covalentă polară, în care elementul central este tricovalent.

Vertical: 2. Substanţă formată din două elemente, care cuprinde 4 atomi de acelaşi tip legaţi covalent de un atom de carbon.

4. Metal situat în grupa a II-a principală şi perioada a 3-a.

5. Gaz care întreţine arderea, constant divalent (electrovalenţă –2, covalenţă 2).

6. Element tetracovalent cu $Z = 6$.

2.9. Molecula

Din paragraful 2.8.2 se ştie că cea mai mică particulă dintr-o substanţă care poate exista în stare liberă, se numeşte *moleculă.*

Moleculele prezintă următoarele caracteristici:

– sunt particule materiale, neutre din punct de vedere electric;

– sunt formate din atomi de acelaşi fel sau diferiţi;

– au masă şi dimensiuni foarte reduse;

– se găsesc într-o continuă mişcare;

– sunt separate prin spaţii libere, numite spaţii intermoleculare;

– se atrag cu forţe care sunt invers proporţionale cu distanţele dintre ele.

După natura atomilor din care sunt constituite, se cunosc două tipuri de molecule:

– molecule formate din atomi identici, de exemplu, moleculele substanţelor simple: hidrogen, oxigen, azot, clor, sulf ş.a.;

– molecule formate din atomi diferiţi, de exemplu, moleculele substanţelor compuse: apa, amoniacul, dioxidul de carbon, acidul clorhidric, metanul etc. (vezi. p. 60, 61).

Moleculele formate din atomi identici, după numărul de atomi din care sunt alcătuite, se subîmpart în:

– molecule formate dintr-un singur atom, *molecule monoatomice*; de exemplu, gazele rare: heliu, neon, argon, xenon, kripton şi radon;

– molecule formate din doi atomi, *diatomice*; de exemplu, substanţele în stare gazoasă (cu excepţia gazelor rare) hidrogen, oxigen, azot;

– molecule formate dintr-un număr mai mare de atomi, *poliatomice*; de exemplu, fosforul are molecula formată din 4 atomi, iar sulful cristalizat din 8 atomi.

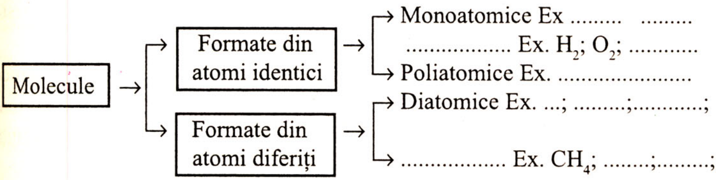
Moleculele formate din atomi diferiţi se pot subîmpărţi în următoarele două categorii:

– molecule diatomice; de exemplu, acidul clorhidric are molecula formată dintr-un atom de hidrogen şi unul de clor;

– molecule poliatomice; de exemplu, amoniacul are molecula formată dintr-un atom de azot şi trei atomi de hidrogen.

Temă de control

Completaţi spaţiile libere, astfel încât în final să apară clasificarea moleculelor în funcţie de felul şi numărul atomilor componenţi:



2.10. Formula chimică

Numărul şi felul atomilor dintr-o moleculă sunt notate prescurtat prin *formule chimice.*

Notaţia prescurtată a moleculei unei substanţe cu ajutorul simbolurilor chimice se numeşte formulă chimică.

Formula chimică a unei substanţe simple conţine simbolul chimic corespunzător, urmat de cifra care reprezintă numărul atomilor din moleculă, scrisă în dreapta jos. Această cifră se numeşte *indice.*

De exemplu, moleculele diatomice de hidrogen, oxigen, azot au formulele:

$$H_2;\ O_2;\ N_2;$$

– molecula tetraatomică de fosfor are formula P_4,

– molecula octoatomică de sulf are formula S_8.

Formula unei substanţe compuse conţine simbolurile elementelor componente, urmate de indicii care arată numărul atomilor de acelaşi fel.

De exemplu, molecula de apă are formula chimică H_2O. Această notaţie indică faptul că în compoziţia apei intră 2 atomi de hidrogen şi un atom de oxigen. Deci, formula chimică are o dublă semnificaţie:

– *calitativă* – indică felul atomilor componenţi;

– *cantiativă – la scară moleculară*, reprezintă o moleculă din substanţa respectivă, indicând şi numărul atomilor fiecărui element chimic din compoziţia acesteia.

2.11. Stabilirea formulelor chimice pe baza valenţei

Formulele substanţelor compuse pot fi stabilite prin calcul pe baza valenţei elementelor.

În continuare, se vor prezenta două metode de stabilire a formulelor chimice pe baza valenţei. În ambele cazuri, se impune însă a se cunoaşte elementele cuprinse în compoziţia substanţei şi valenţa acestora.

Spre exemplificare se va lua, pentru început, stabilirea formulei chimice a apei. *Un calcul matematic elementar* (aritmetic) ale cărui etape sunt prezentate în tabelul 2.10 ne conduce în mod sigur şi rapid la formula chimică corectă a apei.

Tabelul 2.10

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Scrierea separată a simbolurilor chimice ale elementelor componente	H	O
2	Notarea valenţelor celor două elemente	1	2
3	Determinarea celui mai mic multiplu comun	$1 \times 2 = 2$	
4	Stabilirea pentru fiecare element a numărului de atomi cu care participă la compoziţia moleculei (indici)	$\frac{2}{1} = 2$ atomi	$\frac{2}{2} = 1$ atom
5	Scrierea formulei chimice	H_2O	

Deci, o moleculă de apă cuprinde doi atomi de hidrogen şi unul de oxigen. Formula apei H_2O se citeşte: hidrogen doi, oxigen.

În mod analog, se procedează şi pentru stabilirea altor formule chimice; de exemplu, formula clorurii de aluminiu. Tabelul 2.11 poate fi simplificat sub forma indicată în continuare:

Tabelul 2.11

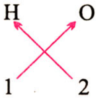
Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Simboluri chimice	Al	Cl
2	Valenţa	3	1
3	C.m.m.m.c.	$3 \times 1 = 3$	
4	Stabilirea indicilor	$\frac{3}{3} = 1$	$\frac{3}{1} = 3$
5	Formula chimică	$AlCl_3$	

Stabiliţi, prin acelaşi procedeu, formula oxidului de aluminiu.

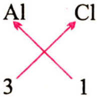
Deci, clorura de aluminiu cuprinde în molecula sa un atom de aluminiu şi trei atomi de clor. Formula clorurii de aluminiu se citeşte aluminiu clor trei.* Analizând cu atenţie exemplele anterioare (stabilirea formulelor: H_2O şi $AlCl_3$), se observă că, în cazul combinaţiilor formate din două elemente

* Atenţie! În formule chimice elementul cu caracter electropozitiv se scrie primul.

(combinații binare), valența fiecărui element devine indice pentru celălalt element:

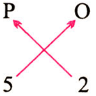


deci, hidrogenul fiind monovalent: H (I), iar oxigenul divalent: O (II), formula va fi: H_2O;



deci, aluminiul fiind trivalent: Al (III), iar clorul monovalent: Cl (I), formula va fi $AlCl_3$.

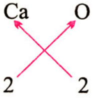
Să determinăm formula unei substanțe binare cu compoziție mai complicată, de exemplu formula pentaoxidului de difosfor:



fosforul fiind pentavalent, iar oxigenul divalent, formula pentaoxidului de difosfor va fi P_2O_5.

În cazul când indicii se pot simplifica, formulele chimice se scriu sub forma cea mai simplă.

De exemplu, pentru oxidul de calciu:



s-ar obține Ca_2O_2, care, prin simplificare prin 2, conduce la formula CaO.

> *Determinați formula sulfurii de magneziu, compus format din sulf și magneziu.*

Unele substanțe chimice cuprind în compoziția lor grupări de atomi care, în timpul celor mai multe transformări chimice, rămân neschimbate. Acestea se cunosc sub numele de radicali. Grupările de atomi cel mai des întâlnite sunt: OH – hidroxil,
SO_4 – sulfat,
NO_3 – azotat,
CO_3 – carbonat,
PO_4 – fosfat.

Sulfatul, azotatul, carbonatul și fosfatul se cunosc și sub numele de radicali acizi.

Pentru a scrie corect formula unei substanțe, în a cărei compoziție intră un radical, trebuie să se cunoască valența acestuia și apoi să se aplice metoda de lucru indicată în tabelele anterioare. Dintre exemplele citate:

OH și NO_3 sunt monovalenți, deci: —OH și —NO_3

SO_4 și CO_3 sunt divalenți, deci: $>SO_4$ și $>CO_3$

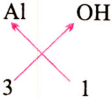
PO_4 este trivalent, deci: $\equiv PO_4$

Spre exemplificare, să determinăm formula compusului format din aluminiu, Al, și hidroxil, OH, numit hidroxid de aluminiu.

Tabelul 2.12

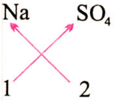
Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părțile componente	Al	OH
2	Valența	3	1
3	C.m.m.m.c.	$3 \times 1 = 3$	
4	Indici	$\frac{3}{3} = 1$	$\frac{3}{1} = 3$
5	Formula chimică	$Al(OH)_3$	

Aceeași formulă rezultă și prin aplicarea procedeului menționat anterior:

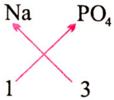


deci aluminiul fiind trivalent: Al (III), iar hidroxilul monovalent: OH (I), formula va fi $Al(OH)_3$

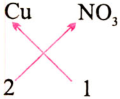
Raționamente similare ne conduc la stabilirea unor formule mai complicate. De exemplu:



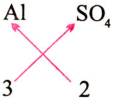
Na_2SO_4
Sulfat de sodiu



Na_3PO_4
Fosfat de sodiu



$Cu(NO_3)_2$
Azotat de cupru (II)



$Al_2(SO_4)_3$
Sulfat de aluminiu

Concluzie. În compoziția unei molecule, numărul atomilor sau radicalilor este determinat de valența lor. În formula chimică a unui compus, produsul dintre valența și indicele celuilalt element sau radical este egal cu produsul dintre valența și indicele celuilalt element sau radical.

Întrucât valența elementelor, atât față de hidrogen, cât și față de oxigen, poate fi dedusă din sistemul periodic, formulele compușilor elementelor cu hidrogenul și oxigenul pot fi deduse din poziția elementului în sistemul periodic (numărul grupei). De exemplu, sulful, fiind situat în grupa a VI-a, va forma cu hidrogenul un compus cu formula H_2S, în care sulful este divalent S(II), iar cu oxigenul, oxidul superior SO_3, în care sulful este hexavalent S(VI).

Care vor fi formulele compuşilor carbonului cu hidrogenul şi cu oxigenul?

Azotul fiind situat în grupa a V-a principală, va forma cu hidrogenul un compus cu formula NH_3 [8–5 = 3, deci N(III)], iar cu oxigenul oxidul superior N_2O_5.

Numărul de molecule se exprimă printr-un coeficient plasat în faţa formulei. Astfel,

trei molecule de apă se vor scrie: $3H_2O$;

cinci molecule de pentaoxid de diazot se vor scrie: $5N_2O_5$;

şapte molecule de metan se vor scrie: $7CH_4$.

În 3 molecule de apă sunt 3 · 2 = 6 atomi de hidrogen şi 3 atomi de oxigen. În 5 molecule de N_2O_5 se vor găsi 5 · 2 = 10 atomi de azot şi 25 atomi de oxigen, iar în 7 molecule de metan se vor găsi 7 atomi de carbon şi 28 atomi de hidrogen.

Deci, numărul atomilor elementelor componente dintr-un număr oarecare de molecule se determină înmulţind coeficientul cu indicele scris în dreptul simbolului atomului respectiv:

$$3H_2O \begin{cases} 3 \cdot 2\ H = 6\ H \\ 3 \cdot 1\ O = 3\ O \end{cases}$$

$$5N_2O_5 \begin{cases} 5 \cdot 2\ N = 10\ N \\ 5 \cdot 5\ O = 25\ O \end{cases}$$

$$7\ CH_4 \begin{cases} 7 \cdot 1\ C = 7\ C \\ 7 \cdot 4\ H = 28\ H \end{cases}$$

Teme de control

1. Ştiind că oxigenul este divalent, stabiliţi formulele oxizilor superiori ai carbonului, sodiului, azotului, magneziului şi clorului.

2. Calculaţi valenţa faţă de hidrogen a următoarelor elemente: carbon, brom, fosfor şi siliciu.

3. În căsuţa unui element sunt notate următoarele valori: Z = 16; A = 32. Stabiliţi care este elementul, structura atomului respectiv, electrovalenţa, covalenţa şi formulele compuşilor formaţi cu hidrogenul, oxigenul şi metalele din grupa I principală.

4. Scrieţi formulele următoarelor substanţe chimice: sulfat de potasiu, sulfat de calciu, sulfat de fier (III), azotat de sodiu, azotat de magneziu, azotat de aluminiu, fosfat de calciu şi fosfat de aluminiu.

5. Citiţi următoarele substanţe chimice: HF; $Ca(OH)_2$; $Pb(NO_3)_2$; K_3PO_4; Na_2CO_3.

6. Scrieţi 3 molecule de amoniac, 2 molecule de metan, 7 molecule de apă.

2.12. Masă moleculară. Mol

Moleculele, fiind formate din atomi, se caracterizează ca şi aceştia prin masă şi dimensiuni. Folosirea masei moleculelor, exprimată în grame, sau utilizarea numărului real de molecule care participă la o reacţie chimică ar prezenta aceleaşi dificultăţi ca şi folosirea masei atomilor, exprimată în grame sau a numărului real de atomi angajaţi în procesul chimic corespunzător (vezi p. 34). De aceea, chimiştii au stabilit ca masa moleculară să fie exprimată în funcţie de unitatea $^{12}_{6}C$. Masa unei molecule, astfel stabilită, se numeşte *masă moleculară relativă* sau, pe scurt, *masă moleculară*. Ea se notează cu M.

Numărul, care arată de câte ori masa unei molecule este mai mare decât a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$ se numeşte masă moleculară.

De exemplu, raportând masa moleculei de hidrogen la unitatea $^{12}_{6}C$ se obţine numărul 2. Aceasta înseamnă că masa moleculei de hidrogen, H_2, este de două ori mai mare decât a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$. Deci, masa moleculară a hidrogenului este 2.

Valoarea numerică a masei moleculare a unei substanţe se determină uşor prin însumarea maselor relative ale atomilor componenţi. Pentru aceasta trebuie însă să se cunoască formulele chimice ale substanţei respective şi masele atomice relative ale atomilor componenţi.

(Pentru a cunoaşte masele atomice, consultaţi anexa nr. 1 de la sfârşitul manualului şi utilizaţi valorile rotunjite din coloana a şasea).

De exemplu, masele moleculare ale hidrogenului, oxigenului, apei, amoniacului, metanului se determină astfel:

Determinaţi masele moleculare ale acidului clorhidric, HCl *şi oxidului de calciu,* CaO, *consultând anexa nr. 1.*

$$M_{H_2} = 1 \cdot 2 = 2$$
$$M_{O_2} = 16 \cdot 2 = 32$$
$$M_{H_2O} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$
$$M_{NH_3} = 14 \cdot 1 + 1 \cdot 3 = 17$$
$$M_{CH_4} = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 4 = 16$$

Determinări precise au arătat că în 2 g de hidrogen, 32 g de oxigen, 18 g de apă, 17 g de amoniac şi 16 g de metan este cuprins un număr egal de molecule, şi anume $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule. Acest număr este numărul lui Avogadro, notat cu N.

$$\mathbf{N = 6{,}023 \cdot 10^{23}}$$

Cantitatea de substanţă care cuprinde $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule se numeşte mol de molecule sau mol.

Deci, 2 g de hidrogen reprezintă un mol de hidrogen molecular. La fel 18 g de apă reprezintă un mol de apă.

Se remarcă faptul că molul corespunde unei cantităţi de substanţă numeric egală cu masa moleculară a acesteea, exprimată în grame. Această cantitate se cunoaşte şi sub denumirea veche de moleculă-gram.

Cantitatea de substanţă, numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în grame, se numeşte mol sau moleculă-gram.

Noţiunea de mol ne permite să precizăm din punct de vedere macroscopic, semnificaţia cantitativă a formulei chimice. Astfel, dacă la scară moleculară, formula reprezintă o moleculă a substanţei respective, macroscopic, ea reprezintă un mol al acesteia, adică masa în grame corespunzătoare unui număr de $N = 6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule din substanţa chimică reprezentată prin formula respectivă* .

În practică, se foloseşte ca unitate de măsură a cantităţii de substanţă şi kilomolul, notat kmol. Acesta reprezintă cantitatea de substanţă numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme. 1 kmol = 1 000 moli.

Cantitatea de substanţă, numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme, se numeşte kilomol.
Relaţia matematică dintre kmol şi mol este:
1 000 moli = 1 kmol.

Din capitolul „Structura substanţelor. Sistemul periodic al elementelor" reţineţi:

Atomul reprezintă cea mai mică particulă dintr-o substanţă care, prin procedee chimice obişnuite, nu mai poate fi fragmentată în particule mai simple.

Numărul atomic reprezintă numărul protonilor din nucleu şi se notează cu *Z*.

Atomul oricărui element cuprinde două părţi distincte:

– nucleul – partea centrală, încărcată pozitiv şi în care se găseşte concentrată aproape toată masa atomului;

– învelişul de electroni – regiunea exterioară, încărcată negativ, cu masă neglijabilă şi care cuprinde totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului. Particulele din interiorul nucleului se numesc *nucleoni*. Cei mai importanţi nucleoni sunt:

– protonii, particule electrizate pozitiv (+1) şi cu masa considerată egală cu unitatea. Notaţia protonului este ${}^{1}_{+}p$;

* Cu semnificaţia macroscopică a formulelor chimice ne vom întâlni foarte des în calculele chimice.

– **neutronii,** particule neutre, cu masa aproximativ egală cu cea a protonului. Notația neutronului este ${}_0^1n$.

Elementul chimic se defineşte ca fiind totalitatea atomilor cu aceeaşi sarcină nucleară sau acelaşi număr atomic Z.

Izotopii sunt speciile de atomi cu acelaşi număr de protoni (Z), dar cu număr de neutroni diferit. Notația prescurtată a unui izotop este ${}_Z^AX$.

Numărul de masă, notat cu A, este egal cu suma numărului de protoni şi numărului de neutroni din nucleu. Numărul de masă **nu** trebuie confundat cu masa reală a atomului.

Masa atomică relativă reprezintă numărul care arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât a 12-a parte din masa izotopului ${}_6^{12}C$.

Molul de atomi se defineşte ca fiind cantitatea în grame dintr-un element care conține $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi. Numeric, această cantitate este egală cu masa atomică a elementului, exprimată în grame (denumirea veche de atom gram).

Electronii sunt particule fundamentale cu sarcină electrică negativă –1, cu masă neglijabilă, cu dimensiuni foarte reduse şi care se deplasează atât în jurul nucleului, cât şi în în jurul axei lor, cu viteze foarte mari. Se notează ${}_{-1}^{0}e$ sau simplificat e^-.

Învelişul electronic are structură stratificată, fiind format din 7 straturi, notate cu literele K; L; M; N; P şi Q sau cu numerele 1, 2, 3, 4, 5, 6 şi 7.

Numărul maxim de electroni pe straturi este:

$$\left.\begin{array}{l} K \rightarrow \ 2\, e^- = 2\cdot 1^2 \\ L \rightarrow \ 8\, e^- = 2\cdot 2^2 \\ M \rightarrow 18\, e^- = 2\cdot 3^2 \\ N \rightarrow 32\, e^- = 2\cdot 4^2 \end{array}\right\}$$

Generalizând, se obține numărul maxim de $e^- = 2n^2$, în care n reprezintă numărul stratului.

Structurile electronice stabile sunt: $2e^-$ pe primul strat–structură de dublet, caracteristică heliului; $8e^-$ pe ultimul strat–structură de octet, caracteristică celorlalte gaze rare.

Straturile electronice se ocupă cu electroni, după anumite reguli, bine stabilite, dintre care cea mai importantă subliniază tendința electronilor de a se aranja pe straturi cu energii cât mai joase.

Chimistul rus Dimitrie Ivanovici Mendeleev a descoperit prima clasificare ştiințifică a elementelor, cunoscută astăzi sub denumirea de „Sistemul periodic al elementelor".

Legea periodicității, care stă la baza clasificării elementelor, se enunță astfel: „Proprietățile fizice și chimice ale elementelor sunt funcții periodice ale sarcinii nucleare *Z*".

Sistemul periodic al elementelor este alcătuit din șiruri orizontale, numite *perioade* și coloane verticale, numite *grupe*.

Perioada reprezintă șirul de elemente cuprins între două gaze rare succesive. Perioadele sunt în număr de șapte și se notează cu cifre arabe.

Grupele sunt coloane verticale, care cuprind elementele cu aceeași configurație electronică pe ultimul strat. Sistemul periodic cuprinde 18 grupe, dintre care 8 principale și 10 secundare.

În sistemul periodic, fiecare element este așezat într-o căsuță în care se notează simbolul elementului, numărul atomic și masa atomică.

Numărul atomic, notat în fiecare căsuță, indică: *a) numărul de protoni* din nucleu; *b) numărul total de electroni* cuprins în învelișul electronic și *c*) ordinea în care se plasează elementul în sistem *(numărul de ordine).*

Numărul grupei principale este egal cu numărul electronilor de pe ultimul strat.

Numărul perioadei este egal cu numărul stratului periferic în curs de completare.

Ionul monoatomic este atomul încărcat cu sarcină electrică, datorită numărului diferit de electroni din învelișul electronic, în comparație cu numărul protonilor din nucleu.

Ionii pozitivi rezultă prin cedare de electroni.

Ionii negativi rezultă prin acceptare de electroni.

Elementele cu caracter electropozitiv cuprind atomi cu un număr mic de electroni pe ultimul strat și tendința de a forma ioni pozitivi. Caracterul electropozitiv al elementelor crește în grupă de sus în jos și scade în perioadă de la stânga spre dreapta.

Elementele cu caracter electronegativ cuprind atomi care au pe ultimul strat 7, 6 sau 5 electroni și tendința de a forma ioni negativi. Caracterul electronegativ crește în grupă de jos în sus și în perioadă de la stânga spre dreapta.

Valența reprezintă capacitatea de combinare a atomilor unui element cu atomii altui element. Atomii, în tendința de a ajunge la o structură stabilă pe ultimul strat pot fie să cedeze sau să accepte electroni, fie să pună în comun unul sau mai mulți electroni.

Electrovalența este egală cu numărul electronilor cedați sau acceptați și reprezintă valența elementelor ai căror atomi se transformă ușor în ioni.

Electrovalența elementelor situate în grupele principale, I, II și III este egală cu valoarea pozitivă a numărului grupei respective, iar electrovalența elementelor situate în grupele principale VII, VI și V este egală cu diferența dintre numărul grupei și cifra 8.

Covalența este egală cu numărul de electroni pe care atomul unui element îi pune în comun cu electronii altui atom în timpul reacției chimice.

În compușii cu oxigenul, covalența maximă a elementelor este egală cu numărul grupei principale cu excepția fluorului, oxigenului și azotului. În compușii cu hidrogenul, covalența elementelor din grupele principale III și IV este egală cu numărul grupei, iar a celor din grupele V, VI și VII este egală cu diferența dintre 8 și numărul grupei.

Gazele rare (He, Ne, Ar, Kr, Xe și Rn), care au structuri stabile pe ultimul strat, în condiții normale, nu pot ceda, accepta sau pune în comun electroni.

Electronii de valență sunt electronii care participă la realizarea legăturilor chimice.

Legătura ionică sau **electrovalența** se stabilește între ionii de semn contrar, care se formează pe baza unui transfer de electroni și între care se exercită o forță electrostatică de atracție.

Legătura covalentă se realizează prin punere în comun de electroni proveniți de la doi atomi diferiți, în scopul formării unor configurații stabile de octet sau dublet în jurul fiecărui atom.

Molecula este rezultatul punerii în comun a unuia sau a mai multor electroni de valență și constituie cea mai mică particulă dintr-o substanță care poate exista în stare liberă și care în aceleași condiții de temperatură și presiune prezintă toate proprietățile substanței respective.

Formula chimică reprezintă notația prescurtată a moleculei unei substanțe, cu ajutorul simbolurilor chimice.

Semnificația formulei chimice este dublă:

– calitativă – indică felul atomilor componenți;

– cantitativă – reprezintă o moleculă din substanța respectivă.

În formula chimică, produsul dintre valența și indicele unui element sau radical este egal cu produsul dintre valență și indicele celuilalt element sau radical.

Masa moleculară reprezintă numărul care arată de câte ori masa unei molecule este mai mare decât a 12-a parte din masa atomului $^{12}_{6}C$.

Molul de molecule sau molul se definește ca fiind cantitatea de substanță care cuprinde $6{,}023 \cdot 10^{23}$ molecule și este numeric egală cu masa moleculară a substanței exprimată în grame.

Kilomolul, notat kmol, este cantitatea de substanță numeric egală cu masa moleculară a acesteia, exprimată în kilograme. 1 kmol = 1 000 moli.

Exerciții și probleme recapitulative

1. Folosind masele atomice rotunjite din anexa nr. 1, determinați masa moleculară a următoarelor substanțe compuse: H_2S, Al_2O_3, Na_2O.

2. Determinați câți atomi din fiecare element sunt cuprinși în: $5H_2O$; $7NH_3$; $3CH_4$; $2Al_2O_3$?

3. Scrieți: 7 atomi de hidrogen și 7 molecule de hidrogen;

3 atomi de oxigen și 3 molecule de oxigen;

2 atomi de azot și o moleculă de azot.

4. Folosind cel mai mic multiplu comun, determinați formula compușilor rezultați în urma unirii clorului cu hidrogenul și cu magneziul.

5. Stabiliți masa moleculară a oxidului de fier, Fe_2O_3 și masa unei singure molecule de oxid de fier.

6. Câte molecule sunt cuprinse în 36,5 g HCl, dar în 109,5 kg HCl?

7. În câte grame de NaCl se vor afla $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ perechi de ioni Na^+Cl^-?

8. În câte kilograme de CaO se va găsi același număr de perechi de ioni $Ca^{2+}O^{2-}$, câte molecule se găsesc în 44 kg CO_2?

9. Completați șirurile orizontale și coloanele verticale din figura 2.28, după indicațiile care urmează:

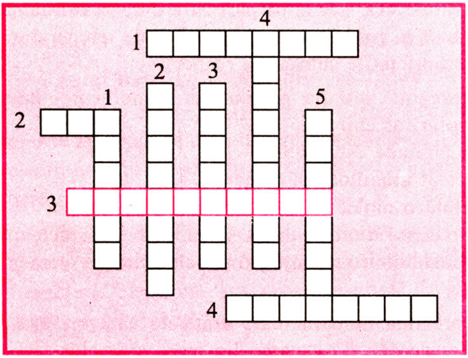


Fig. 2.28. Rebus Chimic

Orizontal

1. ... electronegativ
2. Atom încărcat cu sarcină electrică.
3. Particulă elementară încărcată cu sarcină electrică negativă (articulat).
4. Sistemul... al elementelor

Vertical

1. Partea centrală a atomului
2. Cea mai mică particulă dintr-o substanță, care poate exista în stare liberă.
3. Se notează cu: ${}^{1}_{0}n$.
4. Valența exprimată prin numărul electronilor puși în comun.
5. Particule cuprinse în nucleu (plural).

3

Reacții chimice. Legile chimiei

În natură și în industrie au loc transformări continue ale substanțelor chimice.

Procesele, prin care unele substanțe chimice se transformă în alte substanțe total diferite de cele inițiale, poartă numele de reacții chimice.

De exemplu, unirea fierului cu sulful și formarea sulfurii de fier este o reacție chimică (vezi cap. 1, p. 23 și 24).

Substanțele chimice inițiale, care intră în reacție, se numesc *reactanți*. Substanțele chimice rezultate din reacție se numesc *produși de reacție*. În cazul menționat, fierul și sulful sunt reactanți, iar sulfura de fier, produs de reacție.

Reactanții și produșii de reacție pot fi substanțe simple sau substanțe compuse.

Reacțiile chimice pot avea loc între:

- două substanțe simple;
- o substanță simplă și o substanță compusă;
- două substanțe compuse.

Până la studiul detaliat al substanțelor compuse (oxizi, acizi, baze, săruri), indicăm următoarele caracteristici distincte ale acestor substanțe;

– **oxizii** *sunt substanțele ce cuprind în compoziția lor două elemente* (combinații binare), *dintre care unul este totdeauna* **oxigenul**; de ex. oxid de calciu **CaO,** oxid de magneziu **MgO,** oxid de sodiu Na_2O, oxid de aluminiu Al_2O_3, dioxid de carbon CO_2, dioxid de sulf SO_2 etc.;

– **bazele** *sunt substanțele compuse care cuprind în molecula lor una sau mai multe grupări hidroxil* **OH** alături de un metal; de ex. hidroxid de sodiu **NaOH,** hidroxid de calciu $Ca(OH)_2$, hidroxid de aluminiu $Al(OH)_3$ etc.;

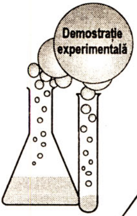
– **acizii** *sunt substanțele compuse care cuprind în molecula lor unul sau mai mulți atomi de* **hidrogen,** *alături de un* **radical acid;** de ex. *acid clorhidric* **HCl,** *acid sulfuric* H_2SO_4, *acid azotic* HNO_3, *acid carbonic* H_2CO_3, *acid fosforic* H_3PO_4 etc.;

– **sărurile** *sunt substanțele compuse care cuprind în compoziția lor* **metal și radical acid**; de ex. *clorură de sodiu* **NaCl,** *clorură de calciu* $CaCl_2$, *sulfat de sodiu* Na_2SO_4, *sulfat de calciu* $CaSO_4$, *carbonat de sodiu* Na_2CO_3, *carbonat de calciu* $CaCO_3$ etc.

3.1. Legea conservării masei substanțelor

Transformările chimice ale substanțelor se supun unor legi, care pot fi uşor verificate experimental.

Demonstrații experimentale



1. Într-un pahar Berzelius de 50 ml se toarnă 10 ml soluție de hidroxid de sodiu (sodă caustică), NaOH, iar în altul, de aceeaşi capacitate, 10 ml soluție de sulfat de cupru (piatră vânătă, $CuSO_4$. Ambele pahare se aşază pe unul din platanele balanței (fig. 3.1.a). Se cântăresc. După cântărire, se toarnă conținutul unui pahar în celălalt şi se observă formarea unui precipitat, în cazul de față hidroxid de cupru, $Cu(OH)_2$. După reacție, se mențin ambele pahare pe acelaşi platan şi se recântăresc. Se constată că, deşi cele două substanțe au reacționat, masa totală a rămas constantă (fig. 3.1., b).

2. Se repetă experiența, folosind soluție de azotat de argint, $AgNO_3$, şi soluție de clorură de sodiu, NaCl. Se constată, şi în acest caz, că masa totală rămâne constantă după reacție.

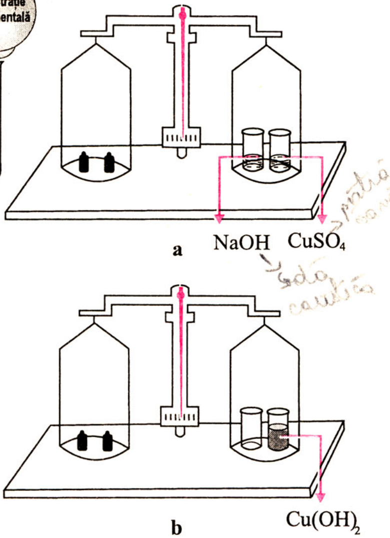


Fig. 3.1. Demonstrarea experimentală a legii conservării masei substanțelor

Independent unul de altul, M.V. Lomonosov şi A.L. Lavoisier au formulat legea fundamentală, după care au loc transformările chimice: *legea conservării masei substanțelor.*

> **Într-o reacție chimică, suma maselor substanțelor chimice intrate în reacție este egală cu suma maselor substanțelor chimice rezultate din reacție.**

Pentru exemplificare, se consideră formarea sulfurii de magneziu prin reacția dintre magneziu şi sulf. Experimental, s-a dovedit că 24 g magneziu Mg reacționează cu 32 g sulf S, formând 56 g sulfură de magneziu MgS. Dar 24 g Mg reprezintă un mol de atomi de Mg şi conține $6{,}023 \cdot 10^{23}$ atomi. De asemenea, 32 g sulf reprezintă un mol de atomi de sulf şi conține

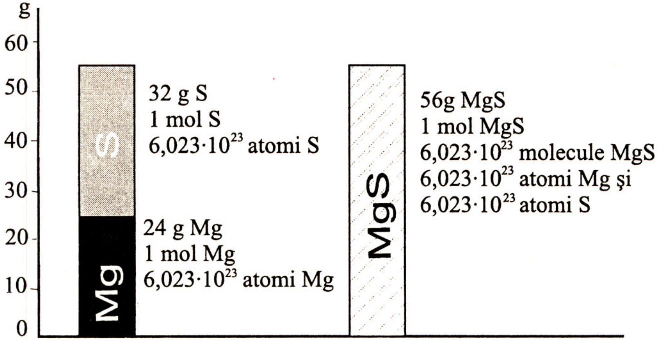


Fig. 3.2. Reprezentarea grafică a legii conservării masei substanţelor

acelaşi număr de atomi: $6{,}023\cdot10^{23}$. Cantitatea de 56 g MgS rezultată reprezintă un mol şi conţine $6{,}023\cdot10^{23}$ molecule. Întrucât o moleculă de MgS este alcătuită din 1 atom de Mg şi 1 atom de S, rezultă că un mol de MgS ($6{,}023\cdot10^{23}$ molecule) conţine $6{,}023\cdot10^{23}$ atomi de Mg şi $6{,}023\cdot10^{23}$ atomi de S (fig. 3.2.).

Se deduce de aici, ca o consecinţă absolut logică a legii conservării masei substanţelor chimice, *legea conservării atomilor*. Ea se enunţă astfel:

Atomii intraţi în reacţie se regăsesc în acelaşi număr în produşii de reacţie.

Suma maselor atomilor intraţi în reacţie este egală cu suma maselor atomilor rezultaţi din reacţie. Deci, pentru fiecare element participant la reacţie, numărul atomilor intraţi în reacţie este egal cu numărul atomilor rezultaţi din reacţie.

Descoperirea legii conservării masei substanţelor a avut o deosebită importanţă pentru chimie. Ea a permis:

1. scrierea ecuaţiilor reacţiilor chimice;

2. studiul cantitativ al transformărilor chimice şi descoperirea altor legi ale chimiei, printre care şi legea constanţei compoziţiei substanţelor;

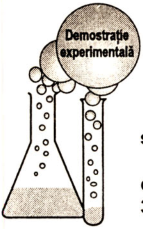
3. efectuarea calculelor chimice.

Definiţi legea conservării masei substanţelor, sub cele două variante cunoscute.

Temă de control

Raţionând ca în cazul sulfurii de magneziu, demonstraţi legea conservării masei substanţelor şi legea conservării atomilor în reacţia formării sulfurii de zinc, ZnS, din zinc şi sulf, ştiind că 65 g Zn reacţionează cu 32 g S şi formează 97 g sulfură de zinc. Masele atomice ale zincului şi sulfului se iau din anexa 1, de la sfârşitul manualului.

3.2. Ecuațiile reacțiilor chimice



Demonstrație experimentală

Se încălzeşte o cantitate mică de sulf într-o lingură de ars. Sulful se aprinde şi arde cu flacără albastră-violetă.

Întrucât gazul rezultat, dioxidul de sulf, SO_2, este toxic, se introduce lingura într-un cilindru şi se acoperă cu o placă de sticlă (fig. 3.3). Treptat, cilindrul se umple cu dioxid de sulf, SO_2.

Atenție! Nu inspirați dioxidul de sulf, deoarece are acțiune vătămătoare asupra organismului.

Reacția chimică, ce a avut loc, poate fi reprezentată cu ajutorul simbolurilor şi formulelor chimice sau modelată grafic (fig. 3.4):

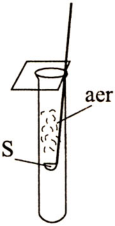


Fig. 3.3.
Obținerea dioxidului de sulf prin arderea sulfului în aer

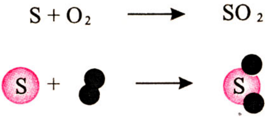


Fig. 3.4.
Modelarea arderii sulfului

Aplicând legea conservării atomilor, lege căreia i se supun toate reacțiile chimice, se constată:

Atomi intrați în reacție = Atomi rezultați din reacție
1 atom de sulf = 1 atom de sulf
2 atomi de oxigen = 2 atomi de oxigen
Deci, se poate scrie egalitatea:

$$S + O_2 = SO_2$$

Reprezentarea unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor şi formulelor chimice se numeşte ecuația reacției chimice.

De cele mai multe ori, pentru a respecta legea conservării atomilor este necesară amplificarea numărului de atomi şi molecule de un anumit număr de ori. Cifrele plasate în fața simbolurilor şi formulelor poartă numele de coeficienții ecuației.

Ca exemplu, se consideră formarea acidului clorhidric, HCl, direct din componentele hidrogen şi clor, care se găsesc sub formă de molecule H_2 şi Cl_2. Această reacţie se poate exprima astfel:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$$

Se remarcă faptul că la reacţie au participat 2 atomi de hidrogen şi 2 atomi de clor, iar molecula de acid clorhidric rezultată conţine 1 atom de hidrogen şi 1 atom de clor.

Pentru a respecta legea conservării atomilor, este necesar să se amplifice molecula acidului clorhidric cu 2 (fig. 3.5):
Stabilind bilanţul atomic, rezultă:

Atomii intraţi în reacţie	=	*Atomii rezultaţi din reacţie*
2 atomi de hidrogen	=	2 atomi de hidrogen
2 atomi de clor	=	2 atomi de clor

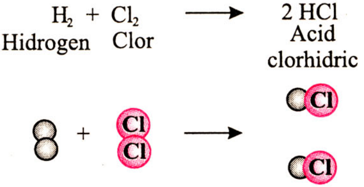


Fig.3.5.

Activitate independentă a elevilor

1. Cu o spatulă presăraţi în flacăra unui bec de gaz cantităţi mici de pulbere de magneziu. Ce observaţi?

Magneziul arde în prezenţa oxigenului din aer cu o lumină strălucitoare, transformându-se în oxid de magneziu, o substanţă albă. A avut loc reacţia chimică:

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$

Deoarece în reacţie participă doi atomi de oxigen, iar molecula de oxid de magneziu conţine doar un singur atom de oxigen, pentru a respecta legea conservării atomilor, se va multiplica cu 2 molecula oxidului de magneziu MgO. Acest fapt duce la necesitatea de a lua în reacţie doi atomi de magneziu (fig. 3.6).

Bilanţul atomic:

Atomi intraţi în reacţie	=	*Atomi rezultaţi din reacţie*
2 atomi de magenziu	=	2 atomi de magenziu
2 atomi de oxigen	=	2 atomi de oxigen

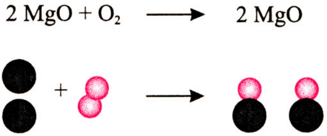


Fig. 3.6.

2. Repetaţi experienţa cu pulbere de aluminiu. Ce observaţi?

Aluminiul arde în prezența oxigenului cu scântei strălucitoare, transformându-se în oxid de aluminiu, o substanță solidă, albă. Are loc reacția chimică:

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

Deoarece în reacție participă doi atomi de oxigen şi rezultă trei, pentru stabilirea coeficienților se determină cel mai mic multiplu comun între 2 şi 3 (c.m.m.m.c. = 2 · 3 = 6). Raportul între c.m.m.m.c. şi numărul de atomi din moleculele substanțelor reprezintă valorea coeficienților: $\frac{6}{2}$ = **3** molecule de oxigen; $\frac{6}{3}$ = **2** molecule de oxid de aluminiu. Se obține:

$$Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Pentru a respecta legea conservării atomilor, se amplifică aluminiul din membrul stâng cu 4.

> *Stabiliți coeficienții ecuației reacției de formare a oxidului de calciu din calciu şi oxigen.*

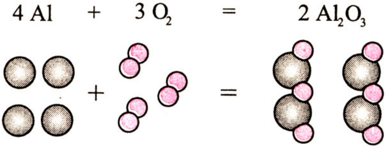


Fig. 3.7

Se poate reprezenta reacția chimică, ca în figura 3.7:
Bilanțul atomic:

Atomi intrați în reacție = Atomi rezultați din reacție
4 atomi de aluminiu = 4 atomi de aluminiu
6 atomi de oxigen = 6 atomi de oxigen

Citirea ecuației chimice se poate face în două moduri:

1. patru atomi de aluminiu reacționează cu trei molecule de oxigen şi formează două molecule de oxid de aluminiu;
2. patru moli de aluminiu reacționează cu trei moli de oxigen şi formează doi moli de oxid de aluminiu.

Atenție!

1. Nu memorați coeficienții ecuației unei reacții chimice.
2. Însuşiți-vă temeinic mecanismul de calculare a coeficienților.
3. În calcularea coeficienților ecuației unei reacții chimice respectați următoarele etape de lucru;
- scrieți corect formulele reactanților şi ale produşilor de reacție;
- aplicați legea conservării atomilor şi stabiliți coeficienții;
- verificați apoi egalitatea între numărul atomilor participanți la reacție şi cei rezultați din reacție.

Teme de control

1. Scrieți ecuația reacției chimice de formare a dioxidului de sulf SO_2, prin arderea sulfului în aer. Verificați corectitudinea ecuației cu ajutorul legii conservării masei.

2. Se dau schemele reacțiilor de mai jos:

$... H_2 + ... Cl_2 \rightarrow ... HCl$

$... H_2O \rightarrow ... H_2\uparrow + ... O_2\uparrow$*

$... Al + ... S \rightarrow ... Al_2S_3$

$... Na + ... H_2O \rightarrow ... NaOH + ... H_2\uparrow$

$... FeCl_3 + ... NaOH \rightarrow ... Fe(OH)_3\downarrow$** $+ ... NaCl$

$... H_2CO_3 \rightarrow ... CO_2\uparrow + ... H_2O$

$... H_2SO_4 + ... NaOH \rightarrow ... Na_2SO_4 + ... H_2O$

Se cere:

a) Stabiliți coeficienții ecuațiilor reacțiilor date.

b) Ce lege ați folosit în rezolvarea punctului *a)*?

c) După scrierea corectă a ecuațiilor chimice, verificați dacă s-a respectat legea conservării masei substanțelor. Se vor folosi masele atomice din anexa 1.

d) Citiți fiecare ecuație după modelul indicat la reacția de ardere a aluminiului în oxigen.

3.3. Principalele tipuri de reacții chimice

3.3.1. Reacții chimice de combinare

Să ne reamintim reacțiile chimice din paragraful precedent:

$$S + O_2 = SO_2$$
$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$
$$2Mg + O_2 = 2MgO$$
$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

Se constată că, în fiecare caz, din doi reactanți a rezultat un singur produs de reacție.

Procesul chimic prin care două sau mai multe substanțe diferite se unesc pentru a forma o substanță cu proprietăți noi, se numeşte reacție de combinare.

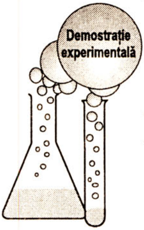
În viața de toate zilele şi în laborator, se întâlnesc multe reacții de combinare.

---

* Săgeata îndreptată de jos în sus în dreptul unei formule corespunzătoare unui gaz indică degajarea acestuia.

** Săgeata îndreptată de sus în jos în dreptul unei formule reprezintă depunerea unui precipitat.

Demonstrație experimentală



Două vase spălătoare, conținând unul soluție de acid clorhidric HCl, şi cel de-al doilea soluție de amoniac NH_3, se montează ca în figura 3.8:

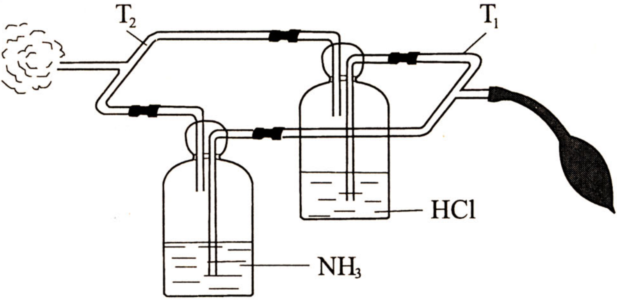


Fig. 3.8. Demonstrarea formării clorurii de amoniu

– ramurile lungi ale tuburilor din interiorul celor două vase spălătoare se leagă cu tuburi de cauciuc de un tub de sticlă în formă de T (tubul T_1);

– la tubul T_1 se ataşează o pară de cauciuc;

– ramurile scurte ale tuburilor din interiorul celor două vase spălătoare se leagă de un alt tub sub formă de T, T_2, tot prin intermediul unor tuburi de cauciuc mici;

– capătul final al tubului T_2 se lasă liber.

Se strânge para de cauciuc, cu mâna. Aerul introdus prin tubul T_1 în vasele spălătoare, la ieşire, antrenează acid clorhidric din unul şi amoniac din celălalt. Acidul clorhidric şi amoniacul antrenați pătrund prin ramurile tubului T_2 şi se întâlnesc la ieşirea din acesta. Momentul întâlnirii celor două gaze este marcat prin apariția unui fum alb de clorură de amoniu, NH_4Cl, care iese din tubul T_2 sub formă de nor continuu sau rotocoale, în funcție de manevrarea perei de cauciuc.

Ecuația reacției chimice care a avut loc este reprezentată în figura 3.9.

Activitate independentă a elevilor

Reproduceți individual şi într-un mod mai simplu, experiența realizată de profesor.

Apropiați dopurile de la sticlele cu soluții de amoniac, NH_3, şi acid clorhidric, HCl. Ce este fumul alb care se formează?

Dați alte exemple de reacții de combinare, întâlnite în lecțiile precedente.

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

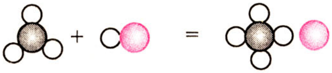


Fig. 3.9

Se remarcă uşor că şi în aceste cazuri s-a format un singur produs de reacție. Deci, au avut loc reacții de combinare.

Notând reactanții cu X şi Y, indiferent dacă sunt substanțe simple sau compuse, iar cu *Z* produsul de reacție, forma generală de exprimare a reacției de combinare este:

$$X + Y = Z$$

Teme de control

Se dau schemele reacțiilor de mai jos:

$\dots H_2 + \dots I_2 \rightarrow \dots HI$

$\dots CaO + \dots H_2O \rightarrow \dots Ca(OH)_2$

$\dots KClO_3 \rightarrow \dots KCl + \dots O_2\uparrow$

$\dots NaNO_3 \rightarrow \dots NaNO_2 + \dots O_2\uparrow$

$\dots Fe + \dots S \rightarrow \dots FeS$

Se cere:

a) Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

b) Sub ce formă ați folosit legea conservării: ca lege a conservării masei substanțelor sau ca lege a conservării atomilor?

c) Citiți semnificația reacțiilor chimice în molecule şi în moli.

d) Alegeți reacțiile chimice de combinare.

3.3.2. Reacții de descompunere

Activitate independentă a elevilor

1. Într-o eprubetă uscată puneți oxid roşu de mercur. HgO. Prindeți eprubeta cu un cleşte de lemn şi încălziți-o, cu grije, la o flacără puternică. Încercați natura gazului din eprubetă cu o aşchie de brad care arde fără flacără. Ce observați?

După puțin timp pe pereții eprubetei se depun picături fine, argintii de mercur, concomitent cu degajarea unui gaz ce întreține arderea, numit oxigen. Bețişorul arde cu flacără.

$2\,HgO = 2\,Hg + O_2$

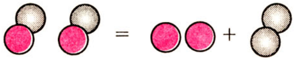


Fig. 3.10

Sub acțiunea căldurii, oxidul de mercur s-a scindat în elementele componente. Reacția care a avut loc se poate prezenta ca în figura 3.10.

2.a) Repetați experiența 1. În momentul când ați pus în evidență degajarea oxgenului, scoateți eprubeta din flacără. Încercați din nou prezența oxigenului. Ce constatați?

b) Repetați de mai multe ori proba pentru identificarea oxigenului cu eprubeta în flacără (la cald) şi fără încălzire. Ce constatați?

c) Cum explicați faptul că în momentul când nu se mai încălzeşte eprubeta, nu se mai eliberează oxigen din oxidul de mercur, HgO?

3. Repetați experiența folosind carbonat de cupru, $CuCO_3$, o substanță solidă verde.

Încercați şi de această dată gazul din eprubetă cu un chibrit aprins. Ce observați?

Prin înălzire, carbonatul de cupru se transformă într-o substanță neagră, oxidul de cupru, eliberând un gaz care nu arde şi nu întreține arderea, dioxidul de carbon.

Ecuația reacției este:

$$CuCO_3 = CuO + CO_2\uparrow$$

Carbonat de cupru	Oxid de cupru	Dioxid de carbon

4. Repetați experineța de la punctul 3, identificând dioxidul de carbon, CO_2 (cu chibritul aprins) la încălzirea eprubetei şi fără încălzire. Ce constatați? Cum explicați faptul că se eliberează dioxidul de carbon CO_2 (chibritul aprins se stinge) numai prin încălzirea carbonatului de cupru, $CuCO_3$?

Deduceți prin analogie cu reacțiile de mai sus ce substanțe chimice se obțin prin încălzirea carbonatului de calciu $CaCO_3$?

Comparând cele două exemple de mai sus se constată că în ambele cazuri reactantul se *descompune* în doi produşi de reacție, care pot fi substanțe simple sau compuse.

Procesul chimic prin care o substanță se descompune în două sau mai multe substane noi, cu proprietăți deosebite de ale substanței inițiale, se numeşte reacție de descompunere.

Generalizând, ca şi în cazul precedent, reacţia chimică de descompunere poate fi exprimată sub forma:

$$W = V + T$$

în care:
W este *reactantul* (substanţa compusă), V şi T sunt *produşii de reacţie*, care pot fi substanţe simple sau compuse.

Reacţiile de combinare şi de descompunere au o deosebită importanţă practică. Un număr mare de substanţe chimice se obţine, atât în laborator, cât şi în industrie, fie prin unirea directă a elementelor, operaţie numită *sinteză*, fie prin reacţii de descompunere. De exemplu:

– sinteza acidului clorhidric, prin arderea hidrogenului în clor, se realizează la noi în ţară la Borzeşti şi Târnăveni;

– sinteza amoniacului, prin unirea directă a hidrogenului cu azotul, are loc la Craiova, Tg. Mureş, Roznov;

– descompunerea carbonatului de calciu ($CaCO_3$, piatra de var) se face prin încălzirea în cuptoare speciale (cuptoare de var), obţinându-se varul nestins, CaO, la Braşov, Turda, Bicaz, Fieni ş.a.;

– obţinerea varului stins are loc prin tratarea varului nestins CaO, cu apă. Procedeul este folosit în mod curent în construcţii.

Teme de control

Se dau următoarele scheme de reacţii chimice:

$$\ldots H_2 + \ldots O_2 \rightarrow \ldots H_2O$$
$$\ldots H_2 + \ldots N_2 \rightarrow \ldots NH_3$$
$$\ldots H_2CO_3 \rightarrow \ldots CO_2 + \ldots H_2O$$
$$\ldots MgCO_3 \rightarrow \ldots MgO + \ldots CO_2$$
$$\ldots (NH_4)_2CO_3 \rightarrow \ldots NH_3 + \ldots CO_2 + \ldots H_2O$$
$$\ldots Na + \ldots Cl_2 \rightarrow \ldots NaCl$$

a) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice.
b) Ce lege aţi folosit la calcularea coeficienţilor ecuaţiilor? Sub ce formă?
c) Care dintre reacţiile chimice de mai sus sunt reacţii de descompunere?
d) Din ce tip de reacţii fac parte celelalte?
e) Citiţi ecuaţiile chimice în molecule şi în moli.

3.3.3. Reacţii de înlocuire sau substituţie

Activitate independentă a elevilor

1. Luaţi, într-o eprubetă, granule de zinc şi adăugaţi acid clorhidric HCl. Încercaţi natura gazului cu un chibrit aprins. Ce observaţi?

În eprubetă s-a degajat un gaz, care arde cu flacără albăstruie, dar nu întreţine arderea. Acesta este hidrogenul. În acelaşi timp, se constată că zincul se consumă.

Acțiunea acidului clorhidric asupra zincului se poate exprima prin ecuația:

$$Zn + 2\,HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Zinc — Acid clorhidric — Clorură de zinc — Hidrogen

Comparând compoziția acidului cu cea a substanței compuse rezultate, se remarcă faptul că, în timpul reacției, metalul a înlocuit hidrogenul din acid, iar hidrogenul s-a degajat.

2. Într-o eprubetă luați soluție diluată de sulfat de cupru și introduceți apoi cu grijă (să nu se spargă eprubeta) un cui de fier (vezi fig. 3.11). Lăsați 1-2 minute eprubeta în stativ și urmăriți apoi culoarea soluției și aspectul cuiului de fier. Ce observați?

Treptat, treptat, culoarea albastră a sulfatului de cupru se modifică, devenind verde, datorită sulfatului de fier format, iar cuiul de fier se acoperă cu un strat arămiu de cupru.

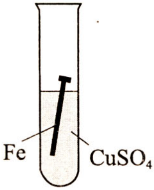


Fig. 3.11
Reacția de înlocuire dintre fier și sulfat de cupru

Din ecuația reacției chimice:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$$

Fier — Sulfat de cupru — Sulfat de fier — Cupru

se observă că și în acest caz un element (Fe) a înlocuit un alt element (Cu) dintr-o substanță compusă.

Procesul chimic, în care o substanță simplă înlocuiește un element chimic dintr-o substanță compusă, se numește reacție de înlocuire sau de substituție.

Reacțiile de înlocuire au o deosebită importanță, întrucât ele constituie metode de obținere a unor substanțe chimice. De exemplu, acțiunea acizilor asupra metalelor constituie o metodă de obținere a hidrogenului și a sărurilor. Scoaterea din combinații a unor metale de către altele, cu caracter mai electropozitiv, își găsește aplicație la obținerea diferitelor metale.

Activitate independentă suplimentară a elevilor

1. Luați, într-o eprubetă, magneziu sub formă de pulbere, pilitură sau panglică. Adăugați acid clorhidric, HCl. Încercați natura gazului degajat cu un chibrit aprins. Ce constatați în comparație cu reacția dintre zinc și acid clorhidric?

2. Repetați experiența de la punctul 1, folosind acid sulfuric, H_2SO_4, în locul acidului clorhidric. Ce constatați?

3. Luați, în două eprubete, fier sub formă de pulbere, pilitură sau cuișoare. Adăugați, în una din eprubete, acid clorhidric, și în cealaltă acid sulfuric. Încercați natura gazului dezvoltat în ambele cazuri, ca în experimentele precedente. Ce observați?

4. Pe baza observațiilor făcute, la executarea experiențelor de mai sus, răspundeți la următoarele întrebări:

a) Cum vă puteți da seama, vizual, că se degajă un gaz?

b) În care dintre reactanți, degajarea este mai rapidă?

5. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice de obținere a hidrogenului prin acțiunea acizilor clorhidric și sulfuric asupra magneziului și fierului.

6. Într-o eprubetă cu soluție de sulfat de cupru, $CuSO_4$, introduceți granule de zinc, Zn. Așteptați 1-2 minute. Ce observați?

Știind că, la fel ca și în cazul fierului, depunerea stratului roșietic de cupru pe zinc, însoțită de decolorarea treptată a soluției, se datorează unei reacții de înlocuire dintre cele două metale, scrieți ecuația reacției chimice.

Teme de control

Se dau următoarele scheme de reacții:

$...Zn + ...H_2SO_4 \rightarrow ...ZnSO_4 + H_2\uparrow$

$...Na + ...H_2O \rightarrow ...NaOH + ...H_2\uparrow$

$...Na + ...\ Cl_2 \rightarrow ...NaCl$

$...Fe + ...Cl_2 \rightarrow ...FeCl_3$

$...\ H_2O \rightarrow ...H_2 + ...O_2$

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice.

2. Ce lege ați folosit la calcularea coeficienților și sub ce formă?

3. Care este semnificația ecuațiilor reacțiilor chimice în molecule și în moli?

4. Care dintre reacţiile indicate sunt reacţii de înlocuire sau substituţie?
5. Ce utilizări prevedeţi pentru aceste reacţii de substituţie?
6. Din ce tipuri de reacţii chimice fac parte celelalte reacţii?

3.3.4. Reacţii de schimb sau de dublă înlocuire

Activitate independentă a elevilor

1. Într-o eprubetă, turnaţi 1-2 ml soluţie de clorură de sodiu, NaCl (sare de bucătărie), şi adăugaţi soluţie de azotat de argint, $AgNO_3$. Ce observaţi?

Atenţie! Mânuiţi cu multă precauţie azotatul de argint, întrucât atacă pielea, hainele, hârtia, înnegrindu-le.
Denumirea lui tehnică este piatra iadului.

Are loc, spontan, formarea unui precipitat alb de clorură de argint, AgCl.

Transformările care au avut loc între reactanţi se pot urmări în ecuaţia reacţiei:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Clorură de sodiu	Azotat de argint	Clorură de argint	Azotat de sodiu

Se constată că sodiul a substituit argintul, iar acesta a luat locul sodiului. Deci s-a produs un dublu schimb sau o dublă înlocuire.

2. Într-o eprubetă care conţine aproximativ 2 ml soluţie de acid clorhidric, HCl, adăugaţi soluţie de azotat de argint, $AgNO_3$. Ce observaţi? Comparaţi culoarea şi aspectul precipitatului cu cel obţinut în experienţa 1.

Şi în acest caz, a avut loc o reacţie de schimb sau dublă înlocuire, conform ecuaţiei:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Acid clorhidric	Azotat de argint	Clorură de argint	Acid azotic

Aspectul identic al precipitatului apărut în cele două reacţii se datorează formării, în ambele cazuri, a aceluiaşi compus chimic insolubil: clorura de argint, AgCl.

Dacă în locul clorurii de sodiu, NaCl, sau a acidului clorhidric, HCl, se foloseşte orice clorură solubilă în apă (clorură de fier, $FeCl_2$, clorură de magneziu, $MgCl_2$, clorură de potasiu KCl, clorură de bariu, $BaCl_2$, clorură de calciu, $CaCl_2$), la adaos de azotat de argint se obţine acelaşi precipitat alb de clorură de argint.

3. Într-o eprubetă, luați soluție diluată de acid sulfuric, H_2SO_4. Adăugați soluție de clorură de bariu, $BaCl_2$. Ce observați?

Reacția chimică se poate reprezenta prin ecuația:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl\uparrow$$

Acid sulfuric	Clorură de bariu	Sulfat de bariu	Acid clorhidric

Atomul de bariu divalent, substituie cei doi atomi de hidrogen din acidul sulfuric, formând sulfatul de bariu, substanță albă, insolubilă în apă (precipitat). În același timp, hidrogenul ia locul bariului.

În toate exemplele de mai sus, între reactanți s-a produs un dublu schimb.

Procesul chimic, prin care două substanțe compuse își schimbă între ele unele elemente chimice, formând alte două substanțe compuse, se numește reacție de schimb sau de dublă înlocuire.

Ce altă reacție de schimb ați întâlnit în lecțiile precedente?

Formarea precipitatelor, în urma reacțiilor de schimb, își găsește o largă utilizare în laborator, pentru recunoașterea unor substanțe (cloruri, sulfați, acizi etc.), iar în industrie, pentru fabricarea unor substanțe insolubile (îngrășăminte, hidroxizi etc.).

Concluzii. După transformările care au loc între substanțele chimice, se disting patru tipuri principale de reacții chimice:

1. reacții chimice de combinare;
2. reacții chimice de descompunere;
3. reacții chimice de înlocuire sau de substituție;
4. reacții chimice de schimb sau de dublă înlocuire.

Teme de control

1. Se dau următoarele scheme de reacții:

$S + O \rightarrow SO_2$

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$

$Mg + S \rightarrow MgS$

$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$

$NaOH + CuSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$

$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$

$FeCl_2 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_2 + NaCl$

Se cere:

a) Stabiliţi coeficienţii.
b) Cărui tip de reacţie chimică aparţine fiecare caz?

2. Daţi exemple de reacţii chimice de combinare, întâlnite în viaţă.

3. Daţi exemple de reacţii chimice de descompunere cu aplicaţii practice.

4. Daţi exemple de reacţii de substituţie.

5. Daţi exemple de reacţii de schimb cu aplicaţii practice.

6. Se dau următoarele scheme de reacţii chimice:

$...MgCl_2 + ...AgNO_3 \rightarrow ...AgCl\downarrow + ...$

$...KCl + ... AgNO_3 \rightarrow ...AgCl\downarrow + ...$

$...CaCl_2 + ...AgNO_3 \rightarrow ...AgCl\downarrow + ...$

$...H_2SO_4 + ...BaCl_2 \rightarrow ...BaSO_4\downarrow + ...$

$...Na_2SO_4 + ...BaCl_2 \rightarrow ...BaSO_4\downarrow + ...$

$...MgSO_4 + ...BaCl_2 \rightarrow ...BaSO_4\downarrow + ...$

Se cere:

a) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice.
b) Citiţi ecuaţiile în molecule şi moli.
c) Indicaţi cărui tip de reacţie aparţine fiecare exemplu dat.

3.4. Calcule chimice

În practica de laborator sau în industrie este necesar să se determine prin calcul compoziţia cantitativă a substanţelor chimice, precum şi cantităţile de reactanţi sau de produşi rezultaţi din reacţie.

Calculele chimice se pot grupa în două mari categorii:
– pe baza formulelor chimice;
– pe baza ecuaţiilor reacţiilor chimice.

Studiul transformărilor cantitative care au loc într-o reacţie chimică este bazat pe următoarele patru presupuneri:

1. Între reactanţi are loc un singur fel de transformare chimică, transformare care este reprezentată printr-o singură ecuaţie.

2. Se cunosc formulele moleculare ale reactanţilor şi produşilor de reacţie.

3. Reacţia este completă, adică transformarea reactanţilor este totală.

4. Substanţele luate în calcul sunt considerate pure.

Pentru exemplificare, să rezolvăm câteva tipuri de probleme:

3.4.1. Calcule chimice pe baza formulelor chimice

Din formula chimică a unei substanțe se pot determina:

1. Raportul de masă în care se combină elementele.

2. Compoziția procentuală, mai precis cantitatea în grame sau în kilograme din fiecare element, conținută în 100 g sau 100 kg de substanță compusă.

3. Cantitatea dintr-un element corespunzător unei cantități date de substanță compusă.

4. Cantitatea de substanță compusă corespuzătoare unei cantități date dintr-un element.

Toate cele patru cazuri vor fi exemplificate în continuare, pornind de la formula apei, H_2O.

1. *Raportul de masă* în care se combină elementele.

Molecula de apă este formată din 2 atomi de hidrogen şi un atom de oxigen. Prin urmare, într-un mol de apă se găsesc $2\times1 = 2$ g hidrogen şi $1\times16 = 16$ g oxigen, deci raportul de masă în care se combină hdirogenul cu oxigenul pentru a forma apa este:

$$\frac{m_H}{m_O} = \frac{2\times1}{1\times16} = \frac{1}{8}$$

Acelaşi raport se poate exprima şi sub altă formă, indicată în special atunci când molecula substanței conține mai mult de două elemente componente:

$$H : O = 1 : 8$$

2. *Compoziția procentuală* a unei substanțe compuse se determină fie din raportul de masă, fie din masa moleculară a substanței, cu ajutorul regulii de trei simplă.

a) *Din raportul de masă.* Dintr-un gram de hidrogen şi 8 g oxigen rezultă 9 g apă (vezi punctul 1), deci:

pentru hidrogen

9 g H_2O conțin 1 g H
100 g H_2O conțin x g H

$$x = \frac{100}{9} = 11{,}11\%$$

pentru oxigen

9 g H_2O conțin 8 g O
100 g H_2O conțin y g O

$$y = \frac{100\times8}{9} = 88{,}89\%$$

b) *Din masa moleculară.* Masa moleculară a apei M_{H_2O} este:

$$M_{H_2O} = 2\times1 + 1\times16 = 18$$

Atunci,

în 18 g H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 100 g H_2O se găsesc x g H şi y g O

$$x = \frac{100\times2}{18} = 11{,}11\%\ H;\ y = \frac{100\times16}{18} = 88{,}89\%\ O$$

3. *Cantitatea dintr-un element conținută într-o anumită cantitate de substanță compusă*. Pentru exemplificare, se va rezolva următoarea problemă: Ce cantități de hdirogen şi de oxigen sunt cuprinse în 54 g H_2O?

Rezolvarea este analoagă exemplului precedent, cu deosebirea că în acest caz se raportează la cantitatea dată de 54 g şi nu la 100 g.

În 18 g H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 54 g H_2O se găsesc x g H şi y g O

$$x = \frac{54\times2}{18} = 6 \text{ g H}; \quad y = \frac{54\times16}{18} = 48 \text{ g O}$$

Proba: 6 g H + 48 g O = 54 g H_2O.

Rezolvarea se poate face şi prin calcularea numărului de moli de apă conținut în 54 g apă.

18 g H_2O reprezintă 1 mol
54 g H_2O reprezintă x moli

$$x = \frac{54}{18} = 3 \text{ moli } H_2O$$

În 1 mol H_2O se găsesc 2 g H şi 16 g O
în 3 moli H_2O se găsesc x g H şi y g O

x = 6 g H şi y = 48 g O

Această metodă este preferată pentru că simplifică calculele.

4. *Cantitatea de substanță compusă, corespunzătoare unei cantități date dintr-un element*, reprezintă situația inversă a cazului precedent. De exemplu: În ce cantitate de apă sunt conținute 12 g hidrogen?

Dacă 2 g H se găsesc în 18 g H_2O
12 g H se vor găsi în x g H_2O

$$x = \frac{18\times12}{2} = 108 \text{ g } H_2O$$

Şi în acest caz rezolvarea se poate face prin calcularea numărului de moli de atomi (atomi-gram) din elementul dat, obținându-se numărul de moli din substanța căutată. Masa atomică a hidrogenului, fiind egală cu 1, numărul de atomi-gram (moli de atom) de hidrogen conținuți în 12 g de hidrogen este:

$$\frac{12}{1} = 12 \text{ moli de atomi de hidrogen}$$

Dacă 2 moli de atomi de hidrogen se găsesc în 1 mol de H_2O
în 12 moli de atomi de hidrogen se vor găsi x moli H_2O

$$x = \frac{12}{2} = 6 \text{ moli } H_2O$$

Pentru a exprima rezultatul în grame se face produsul dintre numărul de moli şi masa moleculară:

$$6 \text{ moli } H_2O\times M_{H_2O} = 6\times18 = 108 \text{ g } H_2O$$

Teme de control

1. Considerați elementele K și C. Determinați formulele compușilor acestor elemente cu oxigenul și raportul de masă în care se combină elementele date cu oxigenul.

2. Care va fi compoziția procentuală a CO_2 și K_2O?

3. Câte grame de sulf sunt cuprinse în 2 moli de SO_3 și în 3 moli de H_2SO_4?

4. În câte grame de CO_2 se găsește aceeași cantitate de oxigen, ca în 4 moli de SO_2?

3.4.2. Calcule pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice

Pentru rezolvarea unei probleme pe baza ecuațiilor chimice, se urmăresc următoarele etape de lucru:

– scrierea corectă a ecuației reacției chimice;

– sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul;

– stabilirea semnificației cantitative (în moli sau grame) a ecuației reacției chimice (reactanților și produșilor rezultați);

– notarea datelor problemei și a necunoscutelor (în moli sau grame);

– stabilirea proporțiilor (în moli sau grame), din care se va determina necunoscuta;

– determinarea necunoscutei.

Să urmărim rezolvarea acestor etape pe câteva exemple:

1. Să se determine cantitatea de apă, în moli și grame, care rezultă prin arderea a 8 g hidrogen.

Rezolvarea problemei **1** se poate efectua concomitent în moli și grame, după următorul algoritm:

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei	
Ecuația reacției chimice		$2H_2 + O_2 =$	$2H_2O$
Sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul		$\mathbf{2H_2} + O_2 =$	$\mathbf{2H_2O}$
Semnificația ecuației	în moli	2 moli	2 moli
	în grame	$2\times2 = 4$ g	$2\times18 = 36$ g
Datele problemei	în moli	$\frac{8}{2} = 4$ moli	$n = ?$ moli H_2O
	în grame	8 g	$x = ?$ g H_2O
Stabilirea proporției	în moli		$\frac{2}{4} = \frac{2}{n}$
	în grame		$\frac{4}{8} = \frac{36}{x}$

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Determinarea necunoscutei	în moli	$n = \frac{4 \times 2}{2} = 4$ moli H_2O
	în grame	$x = \frac{8 \times 36}{4} = 72$ g H_2O
Răspuns		$n = 4$ moli H_2O; $m_{H_2O} = x = 72$ g H_2O

2. Ce cantitate, în moli şi grame, de oxid de calciu, rezultă prin descompunerea a 25 g carbonat de calciu?

După acelaşi algoritm, problema **2** poate fi rezolvată astfel:

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei	
Ecuaţia reacţiei chimice		$CaCO_3 = CaO + CO_2$	
Sublinierea formulelor substanţelor care vor intra în calcul		$\mathbf{CaCO_3} = \mathbf{CaO} + CO_2$	
Semnificaţia ecuaţiei	în moli	1 mol	1 mol
	în grame	100 g	56 g
Datele problemei	în moli	$\frac{25}{100} = 0,25$ moli	$n = ?$
	în grame	25 g	$x = ?$
Stabilirea proporţiei	în moli		$\frac{1}{0,25} = \frac{1}{n}$
	în grame		$\frac{100}{25} = \frac{56}{x}$
Determinarea necunoscutei	în moli	$n = \frac{0,25 \times 1}{1} = 0,25$ moli CaO	
	în grame	$x = \frac{25 \times 56}{100} = 14$ g CaO	
Răspuns		$n = 0,25$ moli CaO; $m_{CaO} = x = 14$ g CaO	

3. Se tratează o soluție de clorură de fier (II), $FeCl_2$, cu o soluție de hidroxid de sodiu, care conține 160 g NaOH. Care sunt produșii de reacție și în ce condiții se obțin?

Etapele de lucru		Rezolvarea problemei
Ecuația reacției chimice		$FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + 2NaCl$
Sublinierea formulelor substanțelor care vor intra în calcul		$FeCl_2$ + **2NaOH** = **$Fe(OH)_2$** + **2 NaCl**
Semnificația ecuației	în moli	2 moli 1 mol 2 moli
	în grame	2·40 g 90 g 2·58,5 g
Datele problemei	în moli	$\frac{160}{40} = 4$ moli $n_1 = ?$ $n_2 = ?$
	în grame	160 g $x = ?$ $y = ?$
Stabilirea proporției	în moli	$\frac{2}{4} = \frac{1}{n_1}$ $\frac{2}{4} = \frac{2}{n_2}$
	în grame	$\frac{2 \cdot 40}{160} = \frac{90}{x}$; $\frac{2 \cdot 40}{160} = \frac{2 \cdot 58,5}{y}$
Determinarea necunoscutelor	în moli	$n_1 = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ moli; $n_2 = \frac{4 \cdot 2}{2} = 4$ moli
	în grame	$x = \frac{160 \cdot 90}{2 \cdot 40} = 180$ g; $y = \frac{160 \cdot 2 \cdot 58,5}{2 \cdot 40} = 234$ g
Răspuns		$n_1 = 2$ moli $Fe(OH)_2$; $m_{Fe(OH)_2} = x = 180$ g $Fe(OH)_2$ $n_2 = 4$ moli NaCl; $m_{NaCl} = y = 234$ g NaCl
Proba sau verificarea răspunsurilor		2 moli: $M_{Fe(OH)_2} = 2 \times 90 = 180$ g $Fe(OH)_2$ 4 moli: $M_{NaCl} = 4 \times 58,5 = 234$ g NaCl

Din capitolul „*Reacții chimice. Legile chimiei*" **rețineți:**

Reacțiile chimice sunt procesele prin care unele substanțe chimice se transformă în alte substanțe total diferite de cele inițiale.

Oxizii sunt combinațiile binare ale oxigenului cu alte elemente (metale sau nemetale).

Bazele sunt substanțele compuse care cuprind în molecula lor una sau mai multe grupări hidroxil OH, alături de un metal.

Acizii sunt substanțele compuse care cuprind în molecula lor unul sau mai mulți atomi de hidrogen, alături de un radical acid.

Sărurile sunt substanțe compuse care cuprind în compoziția lor un metal și un radical acid.

Legea conservării masei substanțelor se enunță astfel: într-o reacție chimică, suma maselor substanțelor intrate în reacție este egală cu suma maselor substanțelor rezultate din reacție.

Legea conservării atomilor: pentru fiecare element participant la reacție, numărul atomilor intrați în reacție este egal cu numărul atomilor rezultați din reacție.

Ecuația reacției chimice este reprezentarea unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice.

Algoritmul scrierii corecte a unei ecuații chimice cuprinde următoarele etape:

– scrierea corectă a formulelor reactanților și ale produșilor de reacție;

– aplicarea legii conservării atomilor și stabilirea coeficienților;

– verificarea egalității numărului fiecărei specii de atomi participante la reacție.

Clasificarea principalelor tipuri de reacții chimice, după mecanismul acestora:

– **reacția de combinare:** procesul chimic prin care două sau mai multe substanțe diferite se unesc pentru a forma o substanță cu proprietăți noi;

– **reacția de descompunere:** procesul chimic prin care o substanță se descompune în două sau mai multe substanțe noi, cu proprietăți deosebite de ale substanței inițiale;

– **reacția de înlocuire:** procesul chimic în care o substanță simplă înlocuiește un element chimic dintr-o substanță compusă;

– **reacția de schimb** (dublă înlocuire): procesul chimic prin care două substanțe compuse își schimbă între ele unele elemente chimice, formând alte două substanțe compuse.

Exerciții și probleme recapitulative

1. Se dă o reacție chimică sub formă generală:

$$A + B = C + D$$

Cantitățile inițiale de reactanți sunt: A = 10 g și B = 5 g. Cantitatea de substanță C care se obține este de 8 g. a) Ce cantitate de substanță D a rezultat? b) Ce lege s-a aplicat în rezolvarea problemei?

Alegeți răspunsul corect a): A) $m_D = 10$ g; B) $m_D = 5$ g; C) $m_D = 7$ g; D) $m_D = 8$ g.

2. Demonstrați numeric că legea conservării masei se poate aplica în exemplele de mai jos: $AlCl_3 + 3\ KOH = Al(OH)_3\downarrow + 3\ KCl$

$$Al_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

Indicații: pentru masele atomice consultați anexa nr. 1 de la sfârșitul manualului.

3. Reprezentaţi compoziţia cantitativă (exprimată prin formula moleculară, procentual şi prin raportul celor mai mici numere întregi de masă), pentru următoarele substanţe chimice: oxid de sodiu, clorură de aluminiu şi clorură de bariu.

Alegeţi răspunsul corect:

Formula		Compoziţia procentuală		Raport de masă
a)	Na_2O_2	58,97% Na	41,03% O	Na : O = 23 : 16
	$AlCl_2$	27,55% Al	72,45% Cl	Al : Cl = 27 : 71
	BaCl	79,42% Ba	20,58% Cl	Ba : Cl = 137 : 35,5
b)	Na_2O	74,19% Na	25,80% O	Na : O = 23 : 8
	$AlCl_3$	20,23% Al	79,77% Cl	Al : Cl = 9 : 35,5
	$BaCl_2$	65,86% Ba	34,14% Cl	Ba : Cl = 137 : 71
c)	NaO	58,97% Na	41,03% O	Na : O = 23 : 16
	Al_2Cl_3	33,64% Al	66,36% Cl	Al : Cl = 0,50
	Ba_2Cl	88,52% Ba	11,48% Cl	Ba : Cl = 7,71

4. Un număr de $6,023\times10^{23}$ molecule de oxigen, O_2, reacţionează cu cantitatea necesară de hidrogen, H_2, şi formează apa.

Câte molecule de apă se formează şi câte molecule de hidrogen sunt necesare: a) câte $6,023\times10^{23}$ molecule de H_2O şi H_2; b) câte $2\times6,023\times10^{23}$ molecule de H_2O şi H_2; c) $3\times6,023\times10^{23}$ molecule de H_2O şi $2\times6,023\times10^{23}$ molecule de H_2.

5. Câţi moli de apă şi respectiv de hidrogen iau parte la reacţia de la problema **4:** a) câte 1 mol de H_2O şi H_2; b) câte 3 moli de H_2O şi H_2; c) câte 2 moli de H_2O şi H_2.

6. Consideraţi reacţia dintre aluminiu (trivalent) şi sulf (divalent). Ce substanţă se formează şi care va fi ecuaţia reacţiei?

7. Care va fi compoziţia procentuală a produsului rezultat din reacţia aluminiului cu sulful: a) 36% Al şi 32% S; b) 18% Al şi 64% S; c) 36% Al şi 64% S.

8. Cu ce masă de sulf se vor uni 54 g Al pentru a forma compusul determinat la problema **6**: a) 48 g S; b) 96 g S; c) 32 g S.

9. Cantităţile de 10 moli azot, N_2, şi 40 moli de hidrogen, H_2, sunt puse în condiţii de reacţie şi se obţine amoniac, NH_3. Ce cantitate de amoniac exprimată în moli şi grame se obţine?: a) 10 moli = 170 g NH_3; b) 20 moli = 340 g NH_3; c) 30 moli = 510 g NH_3.

10. Câți moli de oxigen, O_2, sunt necesari pentru a obține 306 g oxid de aluminiu, Al_2O_3: a) 3 moli O_2; b) 9 moli O_2; c) 4,5 moli O_2.

11. Prin tratarea magneziului, Mg, cu acid sulfuric, H_2SO_4, s-au format 30 g sulfat de magneziu, $MgSO_4$. Cât magneziu și cât acid sulfuric s-au consumat? Exprimați rezultatul în moli și grame: a) 0,25 moli = 6 g Mg și 0,25 moli = 24,5 g H_2SO_4; b) 6 moli = 0,25 g Mg și 24,5 moli = 0,25 g H_2SO_4; c) 0,25 moli = 24,5 g Mg și 0,25 moli = 6 g H_2SO_4.

12. Ce cantitate de clorură de sodiu, NaCl, în grame și moli, este necesară pentru a obține, prin reacția cu acidul sulfuric, 2,5 moli acid clorhidric, HCl? a) 2 moli NaCl = 117 g NaCl; b) 2,5 moli = 146,25 g NaCl; c) 3 moli = 175,5 g NaCl.

13. Câte grame și câți moli de acid sulfuric se consumă în reacția de la problema precedentă? a) 1,25 moli = 122,5 g H_2SO_4; b) 2 moli = 196 g H_2SO_4; c) 1,5 moli = 147 g H_2SO_4.

14. Se dă reacția: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$

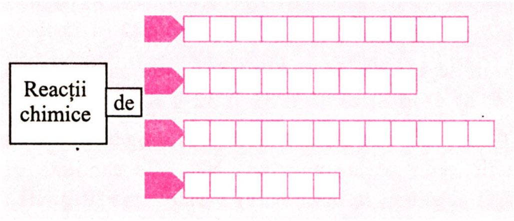
Răspundeți la următoarele întrebări:

1) Câți moli de apă se obțin dintr-un număr de $5 \times 6,023 \times 10^{23}$ molecule de oxigen?
   a) 5 moli H_2O;
   b) 10 moli H_2O;
   c) 1/5 moli H_2O.

2) Câți moli de apă se obțin dintr-un mol de oxigen?
   a) 1 mol H_2O;
   b) 1/2 moli H_2O;
   c) 2 moli H_2O.

3) Câte molecule de apă se găsesc în 2 moli de H_2O?
   a) $6,023 \times 10^{23}$ molecule;
   b) $2 \times 6,023 \times 10^{23}$ molecule;
   c) $3 \times 6,023 \times 10^{23}$ molecule.

15. Completați spațiile libere din figura 3.12 cu denumirea tipului de reacție din care fac parte exemplele indicate în dreptul fiecărui șir orizontal.



$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

$Fe + S = FeS$

$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

Fig. 3.12. Rebus chimic.

4

Apa

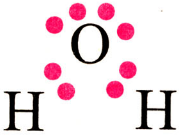


Fig. 4.1.
Formula structurală a apei

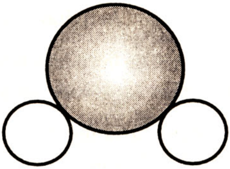


Fig. 4.2.
Modelul moleculei de apă

4.1. Compoziția moleculară a apei

Apa este o substanță compusă în a cărei compoziție intră hidrogenul şi oxigenul.

Compoziția calitativă şi cantitativă, determinată experimental, exprimată în volume şi mase, este prezentată în tabelul 4.1.

Tabelul 4.1

Substanța	Elementele componente	Compoziție				
		Nr. de atomi	în volume	%	în mase	%
Apa	Hidrogen	2	2 volume	66,7	2 g	11,1
	Oxigen	1	1 volum	33,3	16 g	88,9

Deci, formula moleculară a apei este H_2O.

Masa moleculară a apei în funcție de unitatea $^{12}_{6}C$ este egală cu suma maselor atomilor care o compun:

$$M_{H_2O} = 2A_H + A_O = 2\times1 + 1\times16 = 18$$

4.2. Stare naturală

Cea mai răspândită substanţă din natură este apa. Ea se găseşte în toate cele trei stări de agregare: solidă, lichidă şi gazoasă. În stare solidă apa se găseşte sub formă de gheaţă şi zăpadă. În stare lichidă apa se găseşte în oceane, mări, fluvii, râuri, lacuri şi pânze de apă subterane, iar în stare gazoasă, sub formă de vapori invizibili, în atmosferă.

Multe substanţe compuse din regnul mineral conţin apă în constituţia lor.

Activitate independentă a elevilor

Se introduce într-o eprubetă uscată sulfat de cupru cristalizat şi se încălzeşte cu grijă. Ce observaţi?

Explicaţia fenomenelor. Concluzii. Cristalele de sulfat de cupru se decolorează, devenind albe, iar pe pereţi se condensează vapori de apă. Se deduce că sulfatul de cupru cristalizat îşi datorează culoare prezenţei apei din constituţia sa; o dată cu pierderea acesteia, se decolorează.

S-a stabilit experimental că şi alte substanţe conţin apă în molecula lor. De exemplu: sulfatul de calciu (gips), sulfatul de magneziu (sarea amară) etc.

În constituţia corpurilor din regnul animal şi vegetal se găsesc mari cantităţi de apă. Procentele de apă cuprinse în unele din aceste corpuri sunt prezentate în tabelul 4.2.

Tabelul 4.2

Nr. crt.	Corpul	Procentul maxim de apă
1	Castravetele	95%
2	Varza	90%
3	Laptele	85%
4	Peştele	80%
5	Oul	70%
6	Lemnul	45%
7	Pâinea	40%

Reprezentaţi sub forma unei scheme starea naturală a apei.

4.3. Apa potabilă

Apa este o substanţă vitală pentru existenţa omului. De altfel, însuşi faptul că în compoziţia corpului omenesc intră circa 70% apă, confirmă importanţa acesteia pentru organismul uman. Apa constituie „vehiculul" folosit atât pentru introducerea alimentelor în organism, cât şi pentru îndepărtarea produselor de eliminare. De aceea, omul consumă zilnic circa 2 litri de apă.

Apa bună de băut pentru oameni se numeşte *apă potabilă*.

Condițiile pe care trebuie să le îndeplinească apa potabilă sunt următoarele:

- să fie incoloră;
- să fie limpede:
- să nu aibă miros;
- să aibă un gust plăcut;
- să fie aerată;
- să fie puțin mineralizată; (săruri până la 0,5 g/l)
- să aibă temperatura cuprinsă între 10-12°C;
- să facă spumă cu săpunul;
- să nu întărească legumele la fierbere;
- să nu cuprindă substanțe organice;
- să nu cuprindă germeni patogeni.

Ce proprietăți fizice ale apei potabile deduceți, prin observarea apei dintr-un pahar?

Apa potabilă se poate obține din apele naturale, prin purificarea acestora. Purificarea apelor naturale se realizează în stații speciale.

În figura 4.3, care reprezintă o instalație de purificare a apei, se disting următoarele părți componente principale:

- sorbul S_1 prin care se aspiră apa naturală;
- stația de pompare P, cu ajutorul căreia apa este ridicată la înălțimea decantorului;
- bazinul de decantare B_1, în care particulele mari de substanțe insolubile se depun datorită diferenței de densitate;
- bazinul de filtrare B_2, în care se separă celelalte substanțe insolubile în apă, de dimensiuni mici;
- sistemul de sterilizare S_2, cu care sunt îndepărtate ultimele substanțe organice putrescibile și sunt distruse microorganismele*;
- bazinele de apă purificată B_3 din care, prin conducte speciale, apa este dirijată către consumatori.

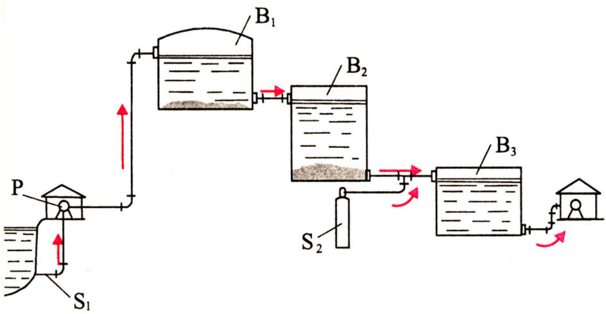


Fig. 4.3. Stație pentru purificarea apei

* În acest scop se folosesc clorul, oxigenul ozonizat sau razele ultraviolete

Teme de control

1. Apa este o substanță simplă sau compusă? Cum puteți dovedi experimental acest lucru?

2. De ce apa de mare nu poate fi băută?

3. Ce dovezi avem că în atmosferă se găsesc vapori de apă?

4. Cum vă explicați fenomenul de aburire a unui pahar care conține apă cu cuburi de gheață?

4.4. Apa distilată

Apa chimic pură se obține prin distilări repetate ale apei (v. paragraful 1.7 și fig. 1.12).

4.4.1. Proprietățile fizice ale apei distilate

Apa distilată este un lichid fără gust, fără miros și fără culoare. La presiune normală se solidifică la 0°C și fierbe la 100°C.

Densitatea apei distilate variază cu temperatura. La +4°C apa prezintă densitate maximă, ρ = 1 g/ml. La temperaturi superioare și inferioare celei de +4°C, apa prezintă densități mai mici.

De ce se sparg vasele de sticlă pline cu apă, când aceasta îngheață?

Prin solidificare, apa își mărește volumul, ceea ce face ca gheața să plutească la suprafață. Faptul că apa are la +4°C densitatea maximă și că gheața plutește la suprafața apei fac posibilă viața peștilor și a altor animale acvatice în timpul iernii (fig. 4.4.).

Apa este un bun dizolvant pentru multe substanțe compuse.

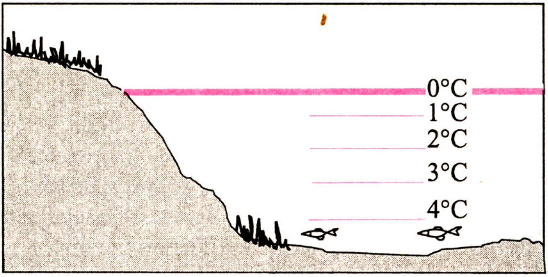


Fig. 4.4. Plutirea gheții pe apă

Teme de control

1. Apa este o substanță simplă sau compusă? Cum puteți dovedi experimental acest lucru?

2. De ce apa de mare nu poate fi băută?

3. Ce dovezi avem că în atmosferă se găsesc vapori de apă?

4. Cum vă explicați fenomenul de aburire a unui pahar care conține apă cu cuburi de gheață?

4.4. Apa distilată

Apa chimic pură se obține prin distilări repetate ale apei (v. paragraful 1.7 și fig. 1.12).

4.4.1. Proprietățile fizice ale apei distilate

Apa distilată este un lichid fără gust, fără miros și fără culoare. La presiune normală se solidifică la 0°C și fierbe la 100°C.

Densitatea apei distilate variază cu temperatura. La +4°C apa prezintă densitate maximă, ρ = 1 g/ml. La temperaturi superioare și inferioare celei de +4°C, apa prezintă densități mai mici.

De ce se sparg vasele de sticlă pline cu apă, când aceasta îngheață?

Prin solidificare, apa își mărește volumul, ceea ce face ca gheața să plutească la suprafață. Faptul că apa are la +4°C densitatea maximă și că gheața plutește la suprafața apei fac posibilă viața peștilor și a altor animale acvatice în timpul iernii (fig. 4.4.).

Apa este un bun dizolvant pentru multe substanțe compuse.

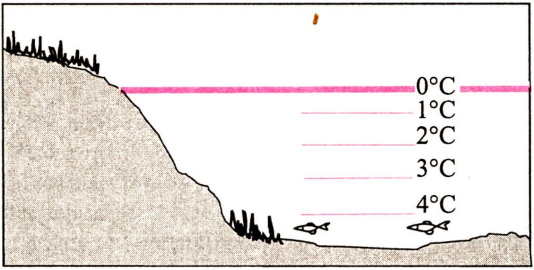


Fig. 4.4. Plutirea gheții pe apă

Activitate independentă a elevilor

În 4 eprubete diferite puneți câte una din substanțele de mai jos: hidroxid de sodiu (sodă caustică) NaOH, sulfat de cupru $CuSO_4$, pilitură de fier şi ulei.

Turnați apă în fiecare eprubetă şi agitați cu grijă conținutul. Se observă că primele două substanțe se dizolvă în apă, iar fierul şi uleiul nu.

Multe substanțe compuse neorganice, ca de exemplu săruri, baze, acizi, oxizi, sunt solubile în apă. Metalele şi majoritatea substanțelor organice sunt însă insolubile în apă, ca de exemplu: fierul, aluminiul, zincul, gazul metan, petrolul, cauciucul, masele plastice, grăsimile etc.

> *Comparați proprietățile fizice ale apei distilate cu cele ale apei potabile.*

Apa distilată este rea conducătoare de electricitate, în schimb, soluțiile apoase ale acizilor, bazelor şi sărurilor sunt bune conducătoare de electricitate.

4.4.2. Proprietățile chimice ale apei distilate

Apa reacționează atât la temperatura ambiantă, cât şi la temperaturi ridicate cu diferite substanțe simple şi compuse.

Astfel, apa reacționează cu sodiul metalic formând hidroxid de sodiu şi hidrogen (fig. 4.5). Apa reacționează şi cu alte metale (potasiul, calciul etc.).

$$2\,Na + 2H_2O = H_2\uparrow + 2NaOH$$

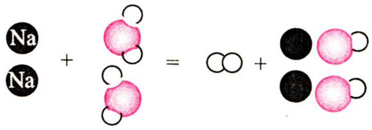


Fig. 4.5.

Apa poate reacționa însă cu substanțele compuse. Să urmărim comportarea oxizilor metalici față de apă.

Activitate independentă a elevilor

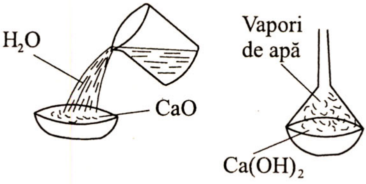


Fig. 4.6. Stingerea varului

Într-o capsulă de porțelan puneți un bulgăre mic de oxid de calciu, care, în tehnică, se cunoaşte sub numele de var nestins. Turnați cu grijă apă şi acoperiți repede capsula cu o pâlnie de sticlă (fig. 4.6).

La sfârşitul reacției turnați 2-3 picături de turnesol. Ce observați?

Atenție! Stați cât mai departe de capsulă când adăugați apă peste CaO, pentru că pot sări picături fierbinți de soluție. Nu descoperiți capsula până nu încetează reacția.

Explicația fenomenelor. Concluzii. Oxidul de calciu CaO a reacționat energic cu apa, formând hidroxidul de calciu $Ca(OH)_2$ (fig. 4.7), care albăstreşte turnesolul (are caracter bazic).

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

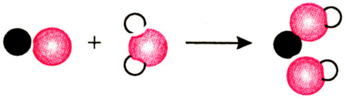


Fig. 4.7.

În tehnică, reacția este cunoscută sub numele de *stingerea varului*, iar produsul rezultat, sub numele de *lapte de var* sau *var stins*. Varul stins se utilizează în construcții, atât pentru văruitul pereților, cât şi pentru pregătirea mortarului (amestec de var stins, apă şi nisip).

Deoarece unii oxizi ai metalelor reacționează cu apa formând bazele corespunzătoare (hidroxizii), oxizii metalelor se mai numesc şi oxizi bazici.

Scrieți ecuația oxidului de sodiu cu apa.

Apa poate reacționa şi cu oxizii nemetalelor.

Activitate independentă a elevilor

Într-un pahar Berzelius cu apă, acoperit cu o placă de sticlă, se lasă să ardă o lumânare (fig. 4.8). Se agită cu grijă vasul astfel încât gazul rezultat în urma arderii lumânării să se dizolve în apă. Se încearcă caracterul soluției obținute cu câteva picături de soluție de turnesol. Ce se observă?

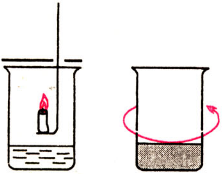


Fig. 4.8. Arderea lumânării şi dizolvarea în apă a dioxidului de carbon format

Explicația fenomenelor. Concluzii. În cele două etape ale experienței au avut loc următoarele fenomene:

– arderea carbonului din compoziția lumânării (fig. 4.9);

– dizolvarea în apă a dioxidului de carbon rezultat;

– reacția cu apa a unei părți din dioxidul de carbon rezultat (fig. 4.10).

$$C + O_2 = CO_2$$

Carbon Oxigen Dioxid de carbon

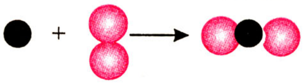


Fig. 4.9.

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

Dioxid de carbon Apă Acid carbonic

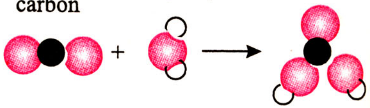


Fig. 4.10.

Substanța rezultată este o soluție de acid carbonic, al cărei caracter acid este indicat de colorarea turnesolului în roşu.

Oxizii unor nemetale, în reacție cu apa, formează acizi, de aceea aceştia se numesc *oxizi acizi*.

Reacțiile, atât ale oxizilor bazici, cât şi ale oxizilor acizi cu apa, sunt reacții de combinare.

Reacția dioxidului de carbon cu apa este folosită la obținerea apei carbo-gazoase (sifonul).

Prin analogie cu reacția CO_2 cu H_2O, stabiliți ecuația reacției dintre SO_2 şi H_2O.

Reacțiile apei cu oxizii metalici şi nemetalici sunt deosebit de importante, întrucât ele stau la baza metodelor de obținere a unor baze şi a unor acizi.

Apa, care este într-un continuu circuit în natură, prezintă o deosebită importanță în viața de toate zilele, în tehnică, industrie şi agricultură. Vezi lectura de la sfârşitul capitolului.

Teme de control

1. Ce cantități de hidrogen şi hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$, rezultă în urma reacției calciului cu 3 moli de apă? a) 6 g H_2 şi 222 g $Ca(OH)_2$; b) 111 H_2 şi 6 g $Ca(OH)_2$; c) 3 g H_2 şi 111 g $Ca(OH)_2$.

2. Considerați că aveți la dispoziție oxid de potasiu, K_2O, trioxid de sulf, SO_3 şi apă. Ce substanțe veți folosi pentru a obține un acid? Dar o bază?

3. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice propuse la tema **2**.

IMPORTANȚA APEI ÎN NATURĂ, TEHNICĂ, INDUSTRIE, AGRICULTURĂ ŞI ÎN VIAȚA DE TOATE ZILELE

LECTURĂ

Cele trei stări de agregare sub care se găseşte apa în sol şi atmosferă asigură un continuu circuit al acesteia în natură.

Se cunoaşte că aproximativ trei sferturi din suprafața Pământului este acoperită cu apele oceanelor, mărilor, fluviilor şi lacurilor. O mare cantitate din această apă se evaporă şi trece în atmosferă sub formă de vapori. În acelaşi timp, atmosfera primeşte în mod continuu vapori de apă proveniți din respirația şi transpirația viețuitoarelor. Vaporii de apă, datorită densității lor reduse, se înalță în atmosferă, unde, dând de straturile reci ale acesteia, se condensează, formând mici picături de apă. Prin aglomerarea picăturilor de apă într-un anumit spațiu din aer, se formează norii. Apa conținută de nori revine pe pământ sub formă de ploaie, atunci când

întâlneşte straturi de aer mai reci. Dacă temperatura straturilor superioare ale atmosferei este foarte scăzută, atunci apa se transformă în zăpadă sau grindină, care ajung, de asemenea, pe pământ. Uneori picături foarte mici de apă rămân în suspensie, în aer, formând ceaţa.

În natură se mai pot observa şi alte fenomene, ca de exemplu:

a) vara, în dimineţile răcoroase, o parte din vaporii de apă din atmosferă condensează pe obiectele reci de pe suprafaţa pământului (plante, case, arbori) şi formează roua;

b) toamna şi primăvara, în zilele cu temperaturi scăzute, condensarea vaporilor de apă produce bruma.

În concluzie, se poate spune că norii, ceaţa, bruma, ploaia, zăpada şi grindina constituie precipitaţii atmosferice, care rezultă prin condensarea sau solidificarea vaporilor de apă din atmosferă. O parte din apa revenită pe pământ sub forma precipitaţiilor se scurge pe suprafaţa pământului şi se adună în lacuri, râuri, fluvii, mări şi oceane, iar cealaltă parte pătrunde în pământ şi după ce străbate distanţe mai mari sau mai mici, iese la suprafaţă sub formă de izvoare. Dacă în drumul lor apele subterane întâlnesc zăcăminte de substanţe solubile, le dizolvă. Apele izvoarelor, formate în acest mod, conţin mari cantităţi de săruri dizolvate şi formează aşa-numitele izvoare minerale, care au acţiuni binefăcătoare asupra organismului omenesc. Apele minerale, ale căror temperaturi depăşesc 20°C, se numesc ape termale. Ţara noastră posedă numeroase izvoare minerale şi termale.

Compoziţia şi acţiunile terapeutice ale apelor minerale şi termale din ţara noastră au fost studiate de iluştrii chimişti români, în frunte cu Alexe Marin, Petru Poni şi Constantin Istrate.

Datorită circuitului continuu al apei, apele naturale conţin multe substanţe străine, apărând adesea tulburi, cu gust şi miros care trădează prezenţa substanţelor străine. De aici se deduce uşor că apele naturale sunt amestecuri de substanţe dizolvate sau dispersate în apă pură. Aceste substanţe pot fi însă eliminate pentru a obţine apa pură.

Rolul apei este însă considerabil în tehnică, industrie, agricultură, şi în viaţa de toate zilele. Se poate spune, fără nici o exagerare, că nu există ramură a industriei în care să nu se utilizeze apa. Ea este folosită atât ca solvent, cât şi ca agent termic fie la răcire, sub formă de gheaţă şi apă, fie la încălzire, sub formă de vapori.

Forţa elastică a vaporilor de apă constituie baza funcţionării maşinilor şi a turbinelor cu abur, iar energia potenţială a apei este folosită la punerea în funcţiune a turbinelor cu apă. Turbinele cu abur şi apă îşi găsesc o largă utilizare la termo- şi respectiv hidrocentralele electrice.

Gradul cel mai înalt de utilizare a apei îl întâlnim în industria chimică. Aceasta se datorează faptului că marea majoritate a proceselor chimice au loc în soluţie. Dacă în foarte multe cazuri substanţele chimice în stare solidă nu reacţionează între ele, în schimb, în soluţie reacţionează imediat. De aceea, apa este folosită ca dizolvant, nu numai în industria chimică, ci

şi în laboratoarele de orice fel. Menţionăm însă, ca un lucru demn de reţinut, că în laboratoarele de cercetare, uzinale şi biochimice se foloseşte în exclusivitate apa distilată.

Apa utilizată în industria chimică este iniţial curată, dar după folosire cuprinde multe substanţe vătămătoare. Apele rezultate din procesele chimice industriale se numesc ape reziduale şi constituie un pericol permanent, atât pentru compoziţia apelor curgătoare, cât şi pentru pânzele de apă subterane. De aceea, legile actuale obligă uzinele să îndepărteze substanţele dăunătoare, care se găsesc în suspensie sau dizolvate în apele reziduale. Operaţia este cunoscută sub numele de epurarea apelor.

Rolul apei în agricultură este astăzi unanim recunoscut. Toate plantele folosesc substanţele nutritive din pământ, trecute în soluţie cu ajutorul apei; apa din sol devine astfel indispensabilă dezvoltării culturilor. De aceea, este necesar ca, în perioadele de secetă, să se asigure solului, pe cale artificială, cantitatea de apă de care este lipsit.

Irigarea terenurilor foloseşte un sistem format din staţii de pompare, jgheaburi, canale şi conducte prin care se asigură solului, pe cale artificială, apa atât de necesară culturilor.

Apa este, de asemenea, utilizată în agricultură, la prepararea diferitelor soluţii necesare agrotehnicii actuale. Dintre acestea, cele mai importante sunt:

– soluţii nutritive, conţinând substanţe chimice necesare creşterii şi dezvoltării plantelor (compuşi cu azot, fosfor şi potasiu);

– soluţii stimulatoare, folosite în tratarea seminţelor şi a unor plante în scopul stimulării creşterii şi dezvoltării acestora;

– soluţii erbicide, conţinând substanţe toxice pentru buruieni, în scopul distrugerii acestora din lanurile de culturi;

– soluţii împotriva bolilor şi dăunătorilor diverselor culturi. Din această categorie fac parte soluţiile de sulfat de cupru, a căror folosire este pe cât de veche, pe atât de frecventă. De ex.:

a) zeama bordeleză, folosită la stropitul viţei-de-vie împotriva manei, se prepară prin dizolvarea în 200 kg apă, a 1 kg de var nestins, CaO, şi a 2 kg sulfat de cupru, $CuSO_4$;

b) pentru combaterea ruginii grâului, seminţele de grâu se tratează cu o soluţie de sulfat de cupru realizată prin dizolvarea în 100 kg apă, a 1 kg de sulfat de cupru $CuSO_4$;

c) pentru dezinfectarea seminţelor de roşii, vinete, morcovi şi a altor legume, se utilizează tot o soluţie de sulfat de cupru, $CuSO_4$*, dar de altă concentraţie şi anume: în 200 kg apă, se dizolvă 1 kg de sulfat de cupru,* $CuSO_4$.

Rolul apei în viaţa de toate zilele nu poate fi ignorat, apa fiind lichidul cel mai comun şi cu cele mai multe utilizări în viaţa noastră zilnică.

În absenţa apei, viaţa pe Pământ nu ar fi posibilă.

Zilnic se consumă mari cantități de apă pentru prepararea hranei, pentru menținerea curățeniei corporale, pentru spălarea rufelor și a locuințelor, pentru stropitul spațiilor verzi și al străzilor, pentru stingerea incendiilor etc. Nu trebuie omis nici faptul că apa a servit drept cale de comunicație între așezările omenești, încă din cele mai vechi timpuri. De altfel, faptul că cele mai multe așezări omenești s-au stabilit în apropierea râurilor, fluviilor și mărilor arată necesitatea apei în viața omului.

Din toate cele menționate anterior, rezultă clar concluzia că natura este un adevărat laborator uriaș, în care substanțele sunt într-o continuă transformare, iar aerul și apa au rolul hotărâtor în toate aceste transformări.

Din capitolul „*Apa*" rețineți:

1. Compoziția moleculară: Apa este o substanță compusă cu formula H_2O.

2. Starea naturală: Cea mai răspândită substanță din natură. Se găsește în cele trei stări de agregare într-un continuu circuit.

3. Apa potabilă (apa bună de băut) are următoarele proprietăți: lichid incolor, limpede, fără miros, cu gust plăcut (puțin mineralizat), fără germeni patogeni.

4. Apa distilată (apă chimic pură).

4.1. Proprietățile fizice: lichid fără gust, fără miros și fără culoare; se solidifică la 0°C (gheața) și fierbe la 100°C; densitate maximă la +4°C: ρ = 1 g/ml. Prin solidificare gheața își mărește volumul.

4.2. Proprietăți chimice.

4.2.1. Reacționează cu substanțe simple:

$$2\,Na + 2\,H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$
Sodiu — Apă — Hidroxid de sodiu — Hidrogen

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$
Calciu — Apă — Hidroxid de calciu — Hidrogen

4.2.2. Reacționează cu substanțe compuse:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$ Stingerea varului
Oxid de calciu — Apă — Hidroxid de calciu

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$$ Obținerea apei carbo-gazoaze
Dioxid de carbon — Apă — Acid carbonic

Oxizii metalelor, care în reacție cu apa formează baze, se numesc *oxizi bazici*.

Oxizii nemetalelor, care în reacţie cu apa formează acizi, se numesc *oxizi acizi.*

5. Utilizările apei:

5.1. În industrie, apa este folosită ca agent termic (sub formă de vapori, apă şi gheaţă) şi ca dizolvant în industria chimică.

5.2. În agricultură, apa este indispensabilă dezvoltării culturilor. Se foloseşte la prepararea:

- soluţiilor nutritive;
- soluţiilor stimulatoare;
- soluţiilor ierbicide etc.

5.3. În viaţa de toate zilele, apa este utilizată la prepararea hranei, la menţinerea curăţeniei, la stropitul străzilor şi spaţiilor verzi etc.

6. Importanţa apei: În absenţa apei, viaţa pe Pământ nu ar fi posibilă.

Exerciţii şi probleme recapitulative

1. Se dă şirul transformărilor de mai jos:

$$C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$$

şi se cere:

a. să se scrie ecuaţiile reacţiilor chimice corespunzătoare;

b. să se determine tipul de reacţie chimică căreia îi aparţine fiecare transformare;

c. să se specifice în ce reacţie participă apa;

d. să se specifice din ce categorie de oxizi face parte CO_2;

e. să se menţioneze ce importanţă practică prezintă ultima transformare.

2. Să se completeze lanţul reacţiilor de mai jos şi denumirile substanţelor

$S + ?$	=	SO_2
Sulf + ?	=	Dioxid de sulf
$SO_2 + ?$	=	H_2SO_3
		Acid sulfuros

a. În care reacţie intervine apa?

b. Pe ce proprietate chimică a apei se bazează reacţia?

3. Se dă lanţul reacţiilor de mai jos:

$$Ca + O_2 = a$$

....

$$a + H_2O = b$$

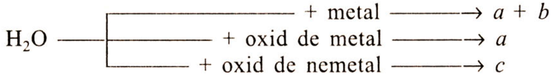
....

a. Determinaţi ce substanţe corespund literelor *a* şi *b* şi completaţi denumirile ştiinţifice şi tehnice ale reactanţilor şi ale produşilor de reacţie.

b. Pe ce proprietăţi ale apei se bazează reacţiile de mai sus?

c. Ce utilizări practice îşi găsesc produşii *a* şi *b*?

4. Particularizați forma generală a schemei de mai jos prin cazuri cunoscute:



Ce condiție trebuie să îndeplinească metalul ales, precum și oxidul metalului, pentru ca rezolvarea exercițiului să fie corectă?

5. Cantitatea de apă (în grame și moli) cu care poate reacționa dioxidul de carbon rezultat din arderea a 120 g de carbon este egală cu: a) 18 g H_2O = 10 moli; b) 180 g = 10 moli H_2O; c) 180 g = 1 mol H_2O; d) 18 g H_2O = 1 mol H_2O.

6. Dioxidul de sulf reacționează cu 1,8 g H_2O și formează acidul sulfuros. Numărul de moli de sulf ars, pentru a obține dioxidul de sulf necesar, este egal cu: a) 1 mol; b) 0,01 moli; c) 0,1 moli; d) 10 moli.

7. Cantitatea de acid sulfuros, rezultată din reacția cuprinsă în problema precedentă, este: a) 8,2 g H_2SO_3; b) 82 g H_2SO_3; c) 4,1 g H_2SO_3; d) 41 g H_2SO_3.

8. Masa calciului care trebuie ars pentru a obține 224 g de oxid de calciu este: a) 16 g Ca; b) 160 g Ca; c) 80 g Ca; d) 120 g Ca.

9. Cantitatea de hidroxid de calciu rezultată prin tratarea a 4 moli de oxid de calciu cu apă este: a) 29,6 g $Ca(OH)_2$; b) 16,576 kg $Ca(OH)_2$; c) 296 g $Ca(OH)_2$; d) 296 kg $Ca(OH)_2$.

10. Considerați două modalități de obținere a hidroxidului de sodiu:

1) acțiunea sodiului asupra apei;

2) reacția oxidului de sodiu cu apa.

Știind că în fiecare caz s-au folosit 10 moli de apă, se cere să se compare cantitățile de hidroxid de sodiu obținute.

11. Raportul molar, în care se găsește hidroxidul de sodiu obținut prin cele două procedee, în ordinea precizată la ex. 10, este: a) 1:1; b) 2:1; c) 1:0,5; d) 1:2.

12. Completați careurile libere cu formulele substanțelor care în reacție cu apa formează doi acizi și două baze (fig. 4.11).

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare proceselor chimice cuprinse în schemă.

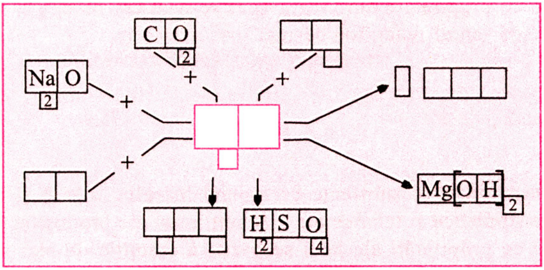


Fig. 4.11. Rebus chimic

5

Soluțiile

5.1. Dizolvarea

5.1.1. Definiția procesului de dizolvare și a produsului rezultat

Din viața de toate zilele se știe că, adăugând o cantitate mică de zahăr sau sare de bucătărie într-o cantitate mai mare de apă, substanța solidă se micșorează treptat, până când nu mai este vizibilă cu ochiul liber, iar amestecul devine dulce, respectiv sărat. Particulele foarte mici, invizibile cu ochiul liber, de zahăr, respectiv sare, s-au răspândit în toată masa apei, formând un amestec omogen. Fenomene asemănătoare au loc și la adăugarea alcoolului sau oțetului în apă.

Fenomenul în urma căruia o substanță oarecare (solidă, lichidă sau gazoasă) se răspândește printre moleculele altei substanțe, rezultând un amestec omogen, se numește dizolvare.
Amestecul omogen de două sau mai multe substanțe, obținut în urma dizolvării, se numește soluție.

Comparați fenomenul de dizolvare a zahărului cu cel al oțetului.

În urma dizolvării în apă a alcoolului, oțetului, zahărului, sării de bucătărie se obțin soluțiile de zahăr, de sare, de alcool și, respectiv, de oțet.

Activitate independentă a elevilor

– Umpleți un cilindru cu apă.

– Suspendați cu o baghetă de sticlă, așezată pe gura cilindrului, o pungă de tifon, în care aveți 2-3 cristale de permanganat de potasiu, astfel încât substanța să se scufunde în apă (fig. 5.1.). Apariția unor firișoare roșii de permanganat de potasiu, urmată de înroșirea unei zone mai largi și apoi a întregii soluții, indică răspândirea permanganatului de potasiu în apă.

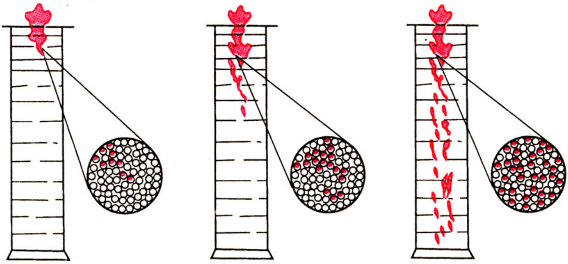


Fig. 5.1. Dizolvarea permanganatului de potasiu în apă

5.1.2. Componenții soluției

Într-o soluție se disting doi componenți, şi anume:

– substanța în care se produce dizolvarea, numită *dizolvant* sau *solvent*;

– substanța care se dizolvă, numită *dizolvat* sau *substanță dizolvată (solvit)*.

În cazul substanțelor total miscibile, adică a substanțelor care se pot dizolva în orice proporție între ele (de exemplu apa şi alcoolul), se consideră dizolvant substanța care se găseşte în cantitate mai mare.

Soluțiile cel mai des întâlnite sunt alcătuite din substanțe solide dizolvate în dizolvanți lichizi.

O soluție cuprinde 35 g alcool şi 65 g apă. Stabiliți care este dizolvantul şi care este dizolvatul?

Dintre cei mai cunoscuți dizolvanți se pot enumera: apa, alcoolul, eterul şi benzina, apa fiind cel mai frecvent dizolvant.

5.1.3. Factorii care influențează dizolvarea

Considerând acelaşi dizolvant şi aceeaşi substanță dizolvată, se constată că durata dizolvării depinde de mai mulți factori.

Activitate independentă a elevilor

În trei pahare Erlenmeyer, se iau câte 200 ml apă distilată.

În primul, se adaugă 1 g de sulfat de cupru cristale şi se lasă vasul liniştit (neagitat).

În al doilea pahar, se adaugă 1 g de sulfat de cupru pulbere şi se lasă de asemenea lichidul în repaus.

În al treilea pahar, se adaugă 1 g de sulfat de cupru pulbere şi se agită conținutul până la dizolvarea completă a substanței (fig. 5.2).

În acest moment, se verifică stadiul în care se găsesc dizolvările în celelalte două pahare. Se constată, că în primul pahar, cantitatea de cristale nedizolvate este mai mare decât cantitatea de pulbere nedizolvată din al doilea pahar.

Se încălzeşte cu grijă pe o sită de azbest soluţia din primul pahar şi se constată o dizolvare rapidă a cristalelor de sulfat de cupru.

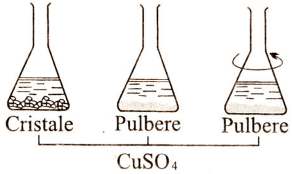


Fig. 5.2. Cercetarea factorilor care influenţează dizolvarea

În ce condiţii, aceeaşi cantitate de sodă de rufe, Na_2CO_3, *se dizolvă mai repede în aceeaşi cantitate de apă?*

Concluzie. Dizolvarea aceleiaşi cantităţi de substanţă în aceeaşi cantitate de dizolvant are loc cu atât mai repede, cu cât:

– gradul de fărâmiţare a substanţei este mai avansat;
– agitarea componenţilor soluţiei este mai pronunţată;
– temperatura soluţiei este mai ridicată *.

5.2. Solubilitatea

5.2.1. Clasificarea substanţelor după solubilitate

Proprietatea unei substanţe de a se dizolva într-o altă substanţă se numeşte solubilitate.

După solubilitatea în apă, substanţele se pot clasifica în trei categorii:

– substanţe solubile: sarea de bucătărie NaCl, carbonatul de sodiu Na_2CO_3, sulfatul de cupru $CuSO_4$ etc.;
– substanţe greu solubile: sulfatul de calciu, $CaSO_4$ etc.;
– substanţe insolubile: grăsime, mercur, ulei etc.

5.2.2. Factorii care influenţează solubilitatea substanţelor

Din exemplele anterioare rezultă că *solubilitatea depinde de natura substanţei dizolvate.*

Din practica de toate zilele se ştie însă că substanţele insolubile în apă ca, de exemplu, grăsimile, uleiurile sunt solubile în alţi dizolvanţi (eter, benzină etc.). Deci, *solubilitatea substanţelor depinde şi de natura dizolvantului.*

---

* Se cunosc şi excepţii de la această regulă, care vor fi studiate mai târziu

Din exemplele anterioare s-a văzut că, în general, solubilitatea substanțelor creşte cu temperatura, creşterea fiind mai mare pentru unele substanțe şi mai redusă pentru altele.

Cum se explică apariția bulelor de gaz pe pereții interiori ai unui pahar cu apă rece, lăsat un timp la temperatura camerei?

Deci, şi *temperatura influențează solubilitatea substanțelor.*

Spre deosebire de substanțele solide, solubilitatea gazelor în lichide scade o dată cu creşterea temperaturii.

Teme de control

1. Se dau următoarele substanțe chimice: I. sodă caustică, NaOH; II. mercur, Hg; III. gips (sulfat de calciu hidratat). Ordinea crescândă a solubilității este: a) II > I > III; b) I < III < II; c) II < III < I; d) I > II > III.

2. De ce zahărul se dizolvă mai repede în ceaiul fierbinte decât în cel rece?

3. Într-un pahar Berzelius cu 100 ml apă se introduce un bulgăre de 10 g de sare de bucătărie, iar într-un pahar Erlenmeyer cu 100 ml apă se introduc 10 g de pulbere de sare. Ce fenomene au loc şi în ce interval de timp?

5.3. Clasificarea soluțiilor

5.3.1. Soluții saturate şi nesaturate

La o temperatură dată, în 100 g de apă se poate dizolva o anumită cantitate maximă dintr-o substanță oarecare.

Astfel, la temperatura ambiantă (20°C), în 100 g de apă nu se pot dizolva mai mult de 36 g de clorură de sodiu, NaCl.

Sarea adăugată peste această valoare maximă rămâne nedizolvată, dacă temperatura soluției rămâne constantă.

Soluția care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată, la o anumită temperatură, se numeşte soluție saturată.

Se înțelege uşor că:

Soluția care poate dizolva noi cantități de substanță, până la saturație, se numeşte soluție nesaturată.

5.3.2. Soluții concentrate și diluate

Cantitatea de substanță, dizolvată într-o anumită cantitate de soluție, se numește concentrație. În funcție de concentrație, soluțiile se pot clasifica în alte două categorii, și anume:

– soluții diluate și
– soluții concentrate.

Soluția diluată cuprinde o cantitate redusă de substanță dizolvată, iar soluția concentrată cuprinde o cantitate mare de substanță dizolvată. Astfel, la temperatura de 20°C, dizolvând 5 g de clorură de sodiu NaCl în 95 g apă, se obține o soluție diluată de sare. Dizolvând însă 25 g de clorură de sodiu NaCl în 75 g de apă, se obține o soluție concentrată de sare. Se atrage atenția asupra faptului că soluția concentrată nu trebuie confundată cu cea saturată. Astfel, soluția concentrată de clorură de sodiu trebuie să conțină 36 g de NaCl în 100 g de soluție, pentru a deveni saturată.

> *Cum se clasifică soluțiile?*
> *Găsiți elemente de comparație între tipurile de soluții cunoscute.*

5.4. Concentrația soluțiilor

5.4.1. Concentrația procentuală

În mod frecvent, concentrația unei soluții se exprimă procentual.

> **Concentrația procentuală a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100 g de soluție.**

De exemplu, soluția de zahăr cu concentrația de 20% reprezintă soluția obținută prin dizolvarea a 20 g zahăr în 80 g apă, deci, în total, 100 g soluție.

Soluția de sulfat de cupru cu concentrația de 15% se obține prin dizolvarea a 15 g de sulfat de cupru, $CuSO_4$ anhidru (fără apă de cristalizare), în 85 g de apă, H_2O.

5.4.2. Exprimarea matematică a concentrației procentuale în funcție de masa dizolvantului și a substanței dizolvate

Pentru a ajunge la relația matematică a concentrației procentuale, se notează cu m_s, masa soluției, cu m_d masa substanței dizolvate și se face următorul raționament:

În m_s grame soluție se găsesc dizolvate m_d grame substanță.

În 100 grame soluție se vor găsi dizolvate x grame substanță, de unde:

$$x = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100,$$

x reprezentând cantitatea de substanță dizolvată în 100 g soluție, este chiar concentrația procentuală „c” a soluției.
Deci:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100. \qquad (5.1)$$

Ținându-se seamă de faptul că soluția are doi constituenți, dizolvantul și dizolvatul, masa soluției se poate exprima prin masa celor doi constituenți:

$$m_s = m_d + m'_d$$

în care m'_d *este masa dizolvantului.*

Cum, de cele mai multe ori, dizolvantul este apa, $m'_d = m_{H_2O}$, masa soluției se poate scrie:

$$m_s = m_d + m_{H_2O} \qquad (5.2)$$

Atenție!

Deoarece în clasa a VII-a se vor considera numai soluții apoase (dizolvantul va fi apa), în toate calculele ulterioare se va folosi relația 5.2.

Înlocuind în relația 5.1 masa soluției (m_s) cu expresia 5.2 se obține formula cu ajutorul căreia se determină concentrația procentuală a unei soluții apoase.

$$c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100 \qquad (5.3)$$

5.5. Calcule referitoare la concentrația procentuală a soluției

Calculele referitoare la concentrația procentuală a soluțiilor se pot efectua corect și rapid folosind relația 5.1.

În această relație fiind cuprinse trei mărimi variabile, cele mai simple probleme vor fi acelea în care două din aceste mărimi sunt cunoscute, cea de-a treia urmând a fi determinată. Sunt posibile trei cazuri:

a. Determinarea concentrației c a soluției, când se cunoasc masa substanței dizolvate m_d și cea a soluției m_s

b. Determinarea masei substanței dizolvate m_d, când se cunoaște concentrația c a soluției și masa soluției m_s.

c. Determinarea masei m_s, când se cunosc concentrația c a soluției și masa substanței dizolvate, m_d.

Schematic, cele trei cazuri se pot reprezenta astfel:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

Mărimi cunoscute	m_d și m_s	c și m_s	c și m_d
Mărimea necunoscută	c = ?	$m_d = ?$	$m_s = ?$
Relația matematică utilizată	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$	$m_d = \frac{c \times m_s}{100}$	$m_s = \frac{m_d \times 100}{c}$

Pentru însușirea modului de rezolvare a problemelor de concentrație, în continuare sunt prezentate câteva exemple numerice.

Problema 1. În 200 g soluție se găsesc 25 g clorură de sodiu (sare de bucătărie). Care va fi concentrația procentuală a saramurii obținute?

Tabelul 5.1

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute → necunoscute	→ $m_s = 200$ g soluție → $m_d = 25$ g sare (NaCl) $c = ?$ %
Relația matematică	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$c = \frac{25}{200} \cdot 100 = 12{,}5$
Rezultatul obținut	**R**: c = 12,5%

Problema 2. Cât hidroxid de sodiu, NaOH, se găsește în 320 g soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 25%?

Tabelul 5.2

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute → necunoscute	→ $m_s = 320$ g soluție → $c = 25$ % $m_d = ?$ g NaOH
Relația matematică	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$25 = \frac{m_d}{320} \cdot 100$ $m_d = \frac{25 \cdot 320}{100} = 80$
Rezultatul obținut	**R**: $m_d = 80$ g NaOH

Problema 3. În câte grame de soluție se găsesc 90 g zahăr, dacă soluția are concentrația 30%?

Tabelul 5.3

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute → necunoscute	→ $m_d = 90$ g zahăr → $c = 30$ % $m_s = ?$ g soluție
Relația matematică	$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$30 = \frac{90}{m_s} \cdot 100$ $m_s = \frac{90}{30} 100$ $m_s = 3 \cdot 100 = 300$
Rezultatul obținut	**R**: $m_s = 300$ g soluție

În practică, nu se întâlnesc decât în cazuri rare probleme atât de simple.

Pe structura exemplelor de mai sus pot fi însă rezolvate probleme de dificultate sporită, așa după cum se va vedea din exemplele date în continuare.

Problema 4. Se ard în clor 9,2 g de sodiu. Presupunând că toată cantitatea de substanță rezultată s-a dizolvat în 200 g de apă, se cere să se determine concentrația procentuală a soluției obținute.

Tabelul 5.4

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute → necunoscute	→ $m_{Na} = 9,2$ g → $m_{H_2O} = 200$ g $c = ?\%$
Ecuația reacției chimice	$\overset{9,2}{\underset{2 \cdot 23}{2Na}} + Cl_2 = \overset{x = m_d}{\underset{2 \cdot 58,5}{2NaCl}}$
Relația matematică	$c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$m_d = \frac{2 \cdot 58,5 \cdot 9,2}{2 \cdot 23} = 23,4$ g NaCl $c = \frac{23,4 \text{ g}}{23,4 \text{ g} + 200 \text{ g}} \cdot 100 = 10,47\%$
Rezultatul obținut	**R**: $c = 10,47\%$

Problema 5. Cât acid acetic trebuie să dizolvăm în apa rezultată prin arderea a 40 g hidrogen pentru a obține o soluție de oțet 6%?

Tabelul 5.5

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute; → necunoscute	$m_{H_2} = 40$ g; $c = 6$ %; $m_d = ?$
Ecuația reacției chimice	$\underset{2\cdot 2}{\overset{40}{2H_2}} + O_2 = \underset{2\cdot 18}{\overset{x = m_{H_2O}}{2H_2O}}$
Ecuația matematică	$c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100$
Rezolvarea numerică	$m_{H_2O} = \frac{2\cdot 18\cdot 40}{2\cdot 2} = 360$ g H_2O $m_d = \frac{6\cdot 360}{100-6}\cdot 100 = 23$ g
Rezultatul obținut	**R**: $m_d = 23$ g acid acetic

Problema 6. Într-o soluție de zahăr cu concentrația de 30% se găsesc dizolvate 90 g zahăr. Câtă apă trebuie să se evapore pentru ca soluția finală să prezinte o concentrație procentuală de 50%?

Tabelul 5.6

Etapele de lucru	Rezolvarea problemei
Datele problemei → cunoscute; → necunoscute	$c' = 30\%$; $m_d = 90$ g zahăr; $c'' = 50\%$; $m_{H_2O} = ?$ g
Ecuația matematică	$c' = \frac{m_d \cdot 100}{m_d + m'_{H_2O}}$; $m'_{H_2O} = \frac{m_d(100 - c')}{c'}$ $c'' = \frac{m_d \cdot 100}{m_d + m''_{H_2O}}$; $m''_{H_2O} = \frac{m_d(100 - c'')}{c''}$
Rezolvarea numerică	$m'_{H_2O} = \frac{90(100-30)}{30} = 210$ g H_2O $m''_{H_2O} = \frac{90(100-50)}{50} = 90$ g H_2O $m_{H_2O} = 210 - 90 = 120$ g
Rezultatul obținut	**R**: $m_{H_2O} = 120$ g

În concluzie, problemele în care intervine calculul concentrației procentuale se pot complica cu alte date, situații şi calcule stoechiometrice, dar cel puțin una din etapele rezolvării se reduce la unul din cele trei cazuri prezentate în problemele 1, 2 şi 3*.

Din capitolul *Soluții* rețineți:

Dizolvarea este fenomenul în urma căruia o substanță oarecare (solidă, lichidă sau gazoasă) se răspândeşte printre moleculele altei substanțe, rezultând un amestec omogen.

Soluția este amestecul omogen de două sau mai multe substanțe, obținut în urma dizolvării.

Componenții soluției sunt:

a) dizolvantul sau solventul, substanța în care se produce dizolvarea;

b) dizolvatul sau substanța dizolvată, substanța care se dizolvă.

Factorii care influențează dizolvarea aceleiaşi cantități de substanță în aceeaşi cantitate de dizolvant sunt:

a) gradul de fărâmițare a dizolvatului;

b) agitarea componenților soluției;

c) temperatura soluției.

Solubilitatea este proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-o altă substanță.

Clasificarea substanțelor după solubilitate:

a) substanțe solubile;

b) substanțe greu solubile;

c) substanțe insolubile.

Factorii care influențează solubilitatea sunt:

a) natura substanței dizolvate;

b) natura dizolvantului;

c) temperatura.

Clasificarea soluțiilor după cantitatea de dizolvat cuprinsă în dizolvant:

a) soluție saturată, cea care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată la o anumită temperatură;

b) soluție nesaturată, cea care poate dizolva noi cantități de substanță până la saturație.

Concentrația reprezintă cantitatea de substanță dizolvată într-o anumită cantitate de soluție.

Clasificarea soluțiilor după concentrație:

a) soluții diluate – cu concentrație redusă;

b) soluții concentrate – cu concentrație ridicată.

---

* Problemele legate de concentrațiile soluțiilor rezultate prin amestecarea a două sau mai multe soluții vor face obiectul şedințelor de cerc. Sub o formă sau alta ele vor aparține în final tot unuia dintre cele trei tipuri de probleme prezentate în acest paragraf.

Atenție!

Nu confundați soluțiile saturate cu cele concentrate și nici soluțiile nesaturate cu cele diluate.

Concentrația procentuală a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100 g de soluție.

Exprimarea matematică a concentrației procentuale se realizează prin următoarele două relații:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \text{ sau } c = \frac{m_d}{m_d + m_{H_2O}} \cdot 100,$$

în care:

m_d – este masa substanței dizolvate;

m_s – masa soluției;

m_{H_2O} – masa dizolvantului (de obicei apa).

Probleme recapitulative

1. Cantitatea de hidroxid de sodiu, care trebuie dizolvată, pentru a obține 320 g soluție de sodă caustică cu concentrația de 25%, este: a) 8 g NaOH; b) 80 g NaOH; c) 40 g NaOH; d) 800 g NaOH; e) 120 g NaOH.

2. Concentrația soluției obținute prin dizolvarea a 3 kg hidroxid de calciu în 297 kg de apă este: a) 1,91%; b) 2%; c) 1%; d) 10%.

3. Cantitatea de soluție care cuprinde 1 g de sare de lămâie într-o soluție de concentrație 0,2%, este: a) 50 g; b) 500 g; c) 5 g; d) 0,002 g.

4. Întocmiți și rezolvați trei probleme în genul celor prezentate mai sus. (Folosiți exemple de soluții utilizate de voi în viața de toate zilele).

5. Se ard 80 g calciu în oxigen. Peste jumătate din cantitatea de oxid de calciu rezultat se adugă 5,544 kg apă. Concentrația soluției de apă de var obținută va fi: a) 1,32%; b) 0,664%; c) 0,5%; d) 0,668%.

6. O soluție de piatră vânătă se tratează cu 320 g soluție de hidroxid de sodiu cu concentrația de 25%. Masa hidroxidului de cupru obținut este: a) 9,8 g $Cu(OH)_2$; b) 196 g $Cu(OH)_2$; c) 98 g $Cu(OH)_2$; d) 98 kg $Cu(OH)_2$.

7. Comparați enunțurile și rezolvările problemelor **1** cu **6** și **2** cu **5**. Stabiliți elementele comune și diferențiate. Care este concluzia la care ajungeți?

8. O soluție de sare de bucătărie cu concentrația 10% cuprinde 30 g de clorură de sodiu. Cantitatea de apă, care trebuie să se evapore pentru ca soluția să-și dubleze concentrația este: a) 300 g H_2O; b) 270 g H_2O; c) 120 g H_2O; d) 150 g H_2O.

9. Comparați enunțurile și rezolvările problemelor **1** cu **5** și **3** cu **9**.

Stabiliți elementele comune și diferențiate. Care este concluzia la care ajungeți?

10. Completați coloanele verticale din figura 5.3. utilizând informațiile:

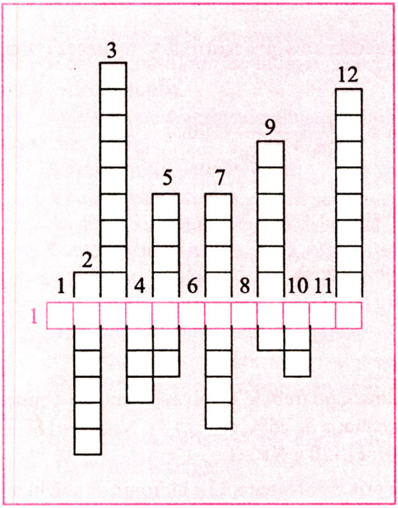


Fig. 5.3. Rebus chimic

1. Simbolul sulfului.
2. Amestec omogen de două sau mai multe substanțe, obținute în urma dizolvării.
3. Denumirea substanței care se dizolvă (articulat).
4. Lichid insolubil în apă.
5. Sulfatul de cupru este......... în apă.
6. Simbolul iodului.
7. Substanța în care se produce dizolvarea.
8. Prima literă din simbolul iridiului.
9. Soluția care conține cantitatea maximă de substanță dizolvată la o anumită temperatură.
10. Cel mai uzual dizolvant.
12. Fenomen care stă la baza obținerii unei soluții.

Verificați dacă pe orizontala 1 a rezultat proprietatea unei substanțe de a se dizolva în altă substanță.

6

Substanțe compuse. Oxizi. Baze. Acizi. Săruri

Cunoștințele căpătate în capitolele precedente permit clasificarea substanțelor chimice conform schemei:

- Substanțe chimice
  - 1. anorganice (minerale)
    - 1.1. simple
      - 1.1.1. nemetale: O_2, H_2, S, Cl_2 etc.
      - 1.1.2. metale: Na, Mg, Al, Fe, Cu etc.
    - 1.2. compuse
      - 1.2.1. oxizi: CO_2, SO_2, Na_2O, CaO etc.
      - 1.2.2. baze: NaOH, $Ca(OH)_2$ etc.
      - 1.2.3. acizi: HCl, H_2SO_3 etc.
      - 1.2.4. săruri: NaCl, $CuSO_4$ etc.
  - 2. organice
    - 2.1. metanul
    - 2.2. cauciucul
    - 2.3. alcoolul
    - 2.4. zahărul
    - 2.5. amidonul
    - 2.6. celuloza etc.

În continuare, se vor studia substanțele anorganice compuse.

6.1. Oxizi

6.1.1. Definiția oxizilor

Metalele și nemetalele ard în oxigen formând oxizi.

În compoziția oxizilor intră totdeauna oxigenul, alături de un alt element. Deci, oxizii sunt substanțe binare.

Oxizii sunt compuși binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale.

O + met sau nemet.

Apa, H_2O este deci un oxid, oxid de hidrogen*.

Din lecțiile anterioare se cunosc următorii oxizi:

CO_2 dioxid de carbon	Na_2O oxid de sodiu
SO_2 dioxid de sulf	HgO oxid de mercur
SO_3 trioxid de sulf	CaO oxid de calciu (var nestins)
P_2O_5 pentaoxid de fosfor	Al_2O_3 oxid de aluminiu

6.1.2. Clasificarea oxizilor

După compoziție, oxizii se împart în două mari grupe: *oxizi de nemetal*, care cuprind în molecula lor atomi de oxigen și atomi de nemetal (vezi coloana din stânga, de mai sus) și *oxizi de metal*, care cuprind în compoziția lor atomi de oxigen și atomi de metal (vezi coloana din dreapta).

La proprietățile chimice ale apei s-a văzut că unii oxizi de metal și de nemetal reacționează cu apa formând baze și respectiv acizi (vezi paragraful 4.4.2).

> *Clasificați următorii oxizi:* K_2O, P_2O_3, NO_2, Fe_2O_3, *în funcție de compoziția lor.*

Datorită acestor proprietăți și a altor comportări chimice diferite, *oxizii de metal* se mai cunosc și sub numele de *oxizi bazici*, iar cei de *nemetal, oxizi acizi.*

6.1.3. Denumirea oxizilor

În lecțiile anterioare, pentru denumirea oxizilor s-a folosit termenul de oxid, urmat de numele celuilalt element. De exemplu, MgO – *oxid de* magneziu, Al_2O_3 – *oxid* de aluminiu.

Elementele cu valențe variabile pot prezenta însă mai mulți oxizi. Denumirea acestora se formează cu ajutorul prefixelor: *mono, di, tri* etc., așezat înaintea termenului de oxid. De exemplu, SO_2 – *dioxid de* sulf, SO_3 – *trioxid de* sulf, MnO_2 – *dioxid de* mangan. În cazul oxizilor metalelor cu valență variabilă, se mai utilizează și notarea, cu cifre romane, a valenței metalului după denumirea acestuia. De exemplu, FeO – oxid de fier (II), Fe_2O_3 – oxid de fier (III).

> *Denumiți următorii oxizi:* Fe_2O_3, NO_2, NO, P_2O_3, BaO, K_2O.

---

* În conformitate cu regulile propuse de Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată (I.U.P.A.C.), apa este una dintre substanțele binare la care nu se aplică regula generală de denumire; de aceea nu o vom numi oxid de hidrogen, ci simplu: *apă*.

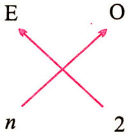
6.1.4. Formula generală a oxizilor

Folosind sistemul cunoscut de la determinarea formulelor substanțelor pe baza valenței, se poate stabili formula generală a oxizilor, după etapele din tabelul 6.1, în care prin E s-a notat un element chimic oarecare.

Tabelul 6.1

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor
1	Simboluri chimice	E O
2	Valența	n 2
3	c.m.m.m.c.	$2n$
4	Indici	$\frac{2n}{n} = 2$ $\frac{2n}{2} = n$
5	Formula generală a oxizilor	E_2O_n

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



deci E_2O_n

Formula generală a oxizilor confirmă regula după care *pentru un compus binar produsul dintre valența și numărul atomilor unui element chimic este întotdeauna egal cu produsul dintre valența și numărul atomilor celuilalt element chimic*. Formula oricărui oxid poate fi dedusă din formula generală a oxizilor. Astfel, oxizii elementelor din grupa I principală a sistemului periodic au formula generală E_2O, de exemplu Na_2O K_2O. Elementele divalente, situate în grupa a II-a principală a sistemului periodic, s-ar părea că dau oxizi de forma E_2O_2, dar, simplificat, formula devine EO. De exemplu, MgO, CaO.

> *Determinați formula generală a oxizilor pentru elementele din grupele principale III și IV.*

6.1.5. Obținerea oxizilor

Din lecțiile anterioare, s-a văzut că oxizii se pot obține fie prin reacții de combinare (vezi paragraful 3.3.1), fie prin reacții de descompunere (vezi paragraful 3.3.2).

Obținerea oxizilor prin reacții de combinare. Arderea elementelor în oxigen sau în aer corespunde unei reacții de combinare, al cărui produs este un oxid:

$4\ Li + O_2 = 2\ Li_2O$ $\qquad$ $C + O_2 = CO_2$

$2\ Mg + O_2 = 2\ MgO$ $\qquad$ $S + O_2 = SO_2$

Obținerea oxizilor prin reacții de descompunere. Descompunerea termică a carbonaților conduce la formarea concomitentă a unui oxid bazic și a unui oxid acid (vezi paragraful 3.3.2).

Obținerea oxidului de calciu, CaO, se realizează prin descompunerea termică a carbonatului de calciu, $CaCO_3$:

$$\underset{\text{Carbonat de calciu}}{CaCO_3} \xrightarrow{\text{descompunere termică}} \underset{\text{Oxid de calciu}}{CaO} + \underset{\text{Dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow}$$

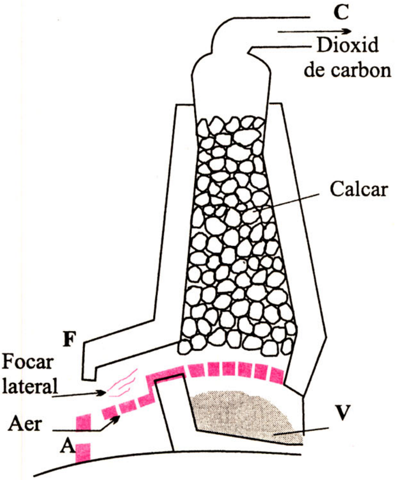


Fig. 6.1. Cuptor de var

Această reacție își găsește aplicație în industrie, la obținerea varului nestins CaO.

Ca materie primă se folosește calcarul (piatra de var), al cărui component chimic principal este carbonatul de calciu. Obținerea varului nestins se realizează în cuptoare verticale cu funcționare continuă (fig. 6.1).

Ce metode de obținere propuneți pentru CuO?

La noi în țară, cuptoare de var se găsesc la Tg. Jiu, Brașov, Bicaz, Aleșd, Fieni și în alte localități.

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice:

CO_2; FeO; N_2O_3; Li_2O; HClO; SnO; PbO_2; $HClO_3$

și se cere:

– să se determine ce formule corespund oxizilor;
– să se denumească fiecare oxid recunoscut;
– să se specifice cărei categorii de oxizi aparține fiecare caz dat.

2. Propuneți două metode diferite de obținere a oxidului de magneziu MgO.

Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

Căror tipuri de reacții aparțin metodele de obținere propuse?

6.1.6. Proprietățile oxizilor

Proprietăți fizice

La temperatură obişnuită, marea majoritate a oxizilor sunt substanțe solide sau gazoase. De exemplu, oxizii metalici, pentaoxidul de fosfor etc. sunt substanțe solide, iar dioxidul de carbon, dioxidul de sulf, dioxidul de azot etc. sunt substanțe gazoase.

Unii oxizi sunt incolori (CO_2, SO_2), alții sunt colorați (CuO negru, CaO alb, HgO roşu etc.).

Proprietăți chimice

Un număr mare de oxizi reacționează cu apa.

Activitate independentă a elevilor

1. Într-o capsulă de porțelan introduceți o cantitate redusă de sulf (pucioasă). Aprindeți sulful şi acoperiți capsula cu o pâlnie de sticlă, de pereții căreia ați lipit, în prealabil (prin umezire), o hârtie albastră de turnesol* (fig. 6.2).

Fig. 6.2.
Arderea sulfului

Ce observați?

Atenție!

Folosiți cantități mici de sulf, deoarece dioxidul de sulf rezultat este un gaz toxic.

2. Aprindeți o panglică de magneziu, prinsă într-un cleşte de fier (fig. 6.3).

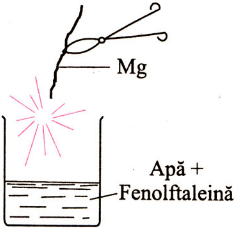


Fig. 6.3.
Arderea magneziului

Atenție!

Nu vă uitați la flacăra orbitoare produsă.

---

* Hârtia de turnesol se obține prin îmbibarea unei hârtii de filtru cu soluție apoasă de turnesol.

Introduceți oxidul de magneziu rezultat într-un pahar Berzelius cu apă. Adăugați 3-4 picături de soluție de fenolftaleină. Ce observați?

> **Fenolftaleina este un indicator foarte sensibil în mediu bazic, în care se colorează în roşu carmin. În soluții acide sau neutre, fenolftaleina rămâne incoloră.**

Explicația fenomenelor. Concluzii.

1. Prin arderea sulfului se formează dioxidul de sulf:

$$S + O_2 = SO_2$$

S	O_2	SO_2
Sulf	Oxigen	Dioxid de sulf

Dioxidul de sulf rezultat reacționează cu apa de pe hârtia de filtru, formând acidul sulfuros:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

SO_2	H_2O	H_2SO_3
Dioxidul de sulf	Apă	Acid sulfuros

care înroşeşte hârtia de turnesol.

2. Prin arderea magneziului se obține oxidul de magneziu. Acesta reacționează parțial cu apa şi formează hidroxidul de magneziu.

Colorarea soluției în roşu indică prezența unei baze. Reacțiile care au avut loc sunt:

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

$2Mg$	O_2	$2MgO$
Magneziu	Oxigen	Oxid de magneziu

$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2$$

MgO	H_2O	$Mg(OH)_2$
Oxid de de magneziu	Apă	Hidroxid de magneziu

> *Ce substanțe se obțin în urma reacțiilor dintre apă şi* K_2O*, apă şi* CO_2*?*

> **Această proprietate a oxizilor de a reacționa cu apa este folosită pentru obținerea acizilor şi bazelor.**

Comportarea diferențiată față de acizi şi baze a oxizilor este o altă proprietate importantă a acestora.

Activitate independentă a elevilor

1. Într-un cilindru, introduceți o soluție limpede de hidroxid de calciu (apă de var)*. Lăsați să ardă o lumânare în cilindrul acoperit cu un capac de carton, străbătut de suportul lumânării (fig. 6.4). Ce observați?

---

* Apa de var se obține prin filtrarea laptelui de var, sau prin decantarea soluției limpezi, separate la suprafața sa.

2. În alt cilindru, introduceți un vârf de spatulă de oxid de cupru şi turnați apoi soluție de acid clorhidric (fig. 6.5). Ce remarcați?

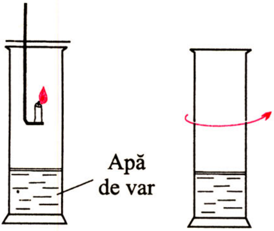


Fig. 6.4. Arderea lumânării în prezența apei de var

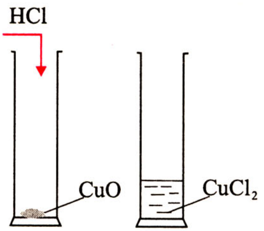


Fig. 6.5. Reacția oxidului de cupru cu acidul clorhidric

Explicația fenomenelor. Concluzii.

1. Cilindrul se umple treptat cu dioxid de carbon, care reacționează cu apa de var $Ca(OH)_2$, tulburând-o.

Aspectul tulbure se datorează carbonatului de calciu rezultat, care este insolubil în apă:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Dioxid de carbon	Hidroxid de calciu	Carbonat de calciu	Apă

> Reacția este cunoscută sub numele de tulburarea apei de var şi se foloseşte ca reacție de recunoaştere a dioxidului de carbon.

2. La sfârşitul reacției se observă colorarea în verde a soluției, datorită clorurii de cupru formată:

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$

Oxid de cupru	Acid clorhidric	Clorură de cupru	Apă

> *Ce produşi rezultă prin barbotarea* CO_2 *în soluție de* $Ba(OH)_2$? *Dar prin tratarea* CuO *cu* H_2SO_4?

> Reacțiile oxizilor cu bazele, respectiv cu acizii, constituie metode de obținere a sărurilor.

Teme de control

1. Comparați comportarea indicatorilor: turnesol şi fenolftaleină în mediu acid, bazic şi neutru.

2. Exemplificați prin oxidul de calciu CaO şi dioxidul de carbon CO_2 proprietățile chimice ale oxizilor bazici şi ale oxizilor acizi. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare.

6.1.7. Importanța oxizilor. Utilizări

Oxizii își găsesc o gamă foarte variată de utilizări.

Astfel, unii sunt folosiți ca materie primă, ca de exemplu: oxizii de fier pentru obținerea fontei și oțelului, oxidul de aluminiu pentru obținerea aluminiului etc.

Alți oxizi sunt utilizați ca pigmenți coloranți, ca de exemplu: miniul de plumb, oxidul de fier, oxidul de crom, oxidul de zinc etc.

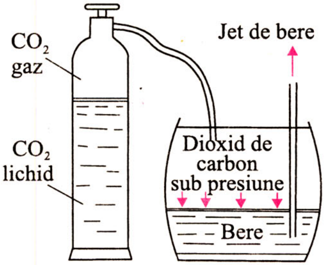


Fig. 6.6. Extragerea berii din butoi

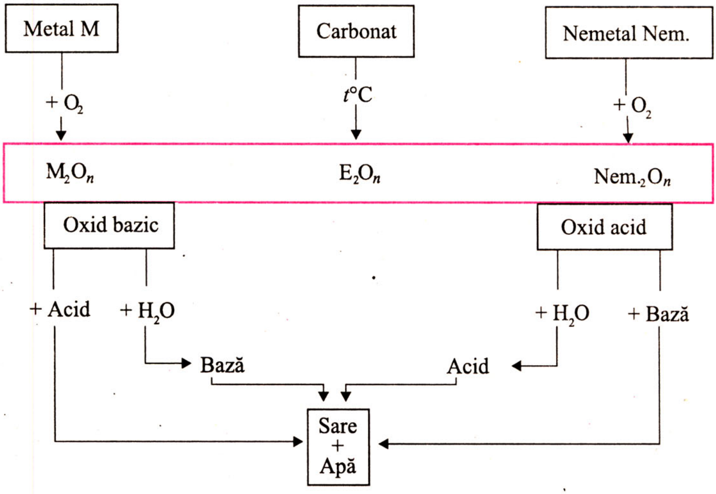
În industria chimică, mulți oxizi sunt folosiți drept catalizatori, ca de exemplu: dioxidul de mangan (MnO_2), pentaoxidul de vanadiu (V_2O_5), oxidul de aluminiu (Al_2O_3).

În construcții, varul nestins (CaO) și nisipul (SiO_2) își găsesc utilizare la prepararea mortarului.

Dioxidul de carbon se folosește la fabricarea apei carbogazoase (sifonul), a băuturilor acidulate și la extragerea berii din butoaie (fig. 6.6.).

Probleme recapitulative

Se dă schema-program indicată mai jos și se cere ca, pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce substanțe se pot obține oxizii? Exemplificați.

2. Cum se pot clasifica oxizii? Dați exemple din fiecare categorie.

3. Ce metode de obținere a oxizilor bazici cunoașteți?

4. Ce metode de obținere a oxizilor acizi cunoașteți?

5. Propuneți două metode de obținere a oxidului de cupru.

6. Propuneți o metodă de obținere a pentaoxidului de fosfor.

7. Care sunt substanțele compuse cu care pot reacționa oxizii?

8. Ce produși se pot obține în urma reacției oxizilor cu alte substanțe compuse? Exemplificați fiecare caz în parte.

9. Comparați oxizii bazici cu oxizii acizi sub toate aspectele (compoziție, metode de obținere, proprietăți fizice și chimice, utilizări).

10. Particularizați schema de mai sus prin substanțele chimice cunoscute. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.

11. Prin arderea a 5 grame calciu metalic rezultă o masă *m* de oxid de calciu, care reprezintă *n* moli din această substanță. Valorile numerice ale lui *m* și *n* sunt: a) *m* = 0,7 g CaO, *n* = 0,0125 moli; b) *m* = 7 g CaO, *n* = 0,125 moli; c) *m* = 14 g CaO, *n* = 0,25 moli; d) *m* = 1,4 g CaO, *n* = 0,025 moli.

12. Numărul de moli de carbonat de calciu din care se poate obține aceeași cantitate de oxid de calciu ca în problema **11** este: a) 0,125 moli; b) 0,0125 moli; c) 0,25 moli; d) 0,025 moli.

13. Suma cantităților de oxid de calciu rezultată din problemele **11** și **12** se tratează cu apă. Masa hidroxidului de calciu rezultat va fi: a) 9,25 g; b) 1,85 g; c) 18,5 g; d) 0,925 g.

14.* Se descompun termic 248 g $CuCO_3$. Oxidul metalic obținut se tratează cu acid clorhidric, iar oxidul nemetalic se barbotează prin apă de var. Cantitățile de clorură de cupru și carbonat de calciu în moli și grame care se obțin în final sunt: a) 2 moli = 135 g $CuCl_2$ și 2 moli = 100 g $CaCO_3$; b) 0,2 moli = 27 g $CuCl_2$ și 0,2 moli = 20 g $CaCO_3$; c) 3 moli = 270 g $CuCl_2$ și 1 mol 200 g $CaCO_3$; d) 2 moli = 270 g $CuCl_2$ și 2 moli = 200 g $CaCO_3$.

6.2. Baze

6.2.1. Definiția bazelor

În lecțiile anterioare, la studiul proprietăților apei și ale oxizilor metalici (paragrafele 4.4.2 și 6.1.6) s-a folosit noțiunea de bază.

Exemple de baze întâlnite:

$NaOH$ – hidroxid de sodiu (sodă caustică);

$Mg(OH)_2$ – hidroxid de magneziu;

$Ca(OH)_2$ – hidroxid de calciu (var stins; în soluție, poate apărea ca lapte de var sau ca apă de var);

$Fe(OH)_3$ – hidroxid de fier (III).

---

* Problema poate fi rezolvată, teoretic și experimental, în cadrul cercului de elevi.

Din formulele bazelor se deduce că în compoziția oricărei baze intră un atom de metal şi una sau mai multe grupări OH, numite oxidril sau hidroxil. Gruparea hidroxil este monovalentă (—OH), deoarece teoretic se poate obține din apă, prin eliminarea unui atom de hidrogen.

Bazele sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră un atom de metal şi un număr de grupări hidroxil, egal cu valența metalului.

6.2.2. Clasificarea bazelor

După solubilitatea în apă, bazele se clasifică în două mari categorii, şi anume:

– baze solubile: hidroxidul de sodiu NaOH, hidroxidul de potasiu KOH etc.;

– baze insolubile sau, mai exact, greu solubile: hidroxidul de cupru $Cu(OH)_2$, hidroxidul de aluminiu $Al(OH)_3$, hidroxizii de fier (II) şi (III) $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ etc.

6.2.3. Denumirea bazelor

Denumirea bazelor se formează din termenul *hidroxid*, urmat de numele metalului. De exemplu, NaOH *hidroxid* de sodiu, $Al(OH)_3$, *hidroxid* de aluminiu.

În cazul când metalul prezintă valență variabilă şi deci formează mai mulți hidroxizi, la numele metalului se adaugă valența acestuia. De exemplu, $Fe(OH)_2$ – hidroxid de fier (II) şi $Fe(OH)_3$ – hidroxid de fier (III).

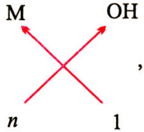
6.2.4. Formula generală a bazelor

Formula generală a bazelor se stabileşte folosind procedeul cunoscut.

Tabelul 6.2

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părțile componente	M	OH
2	Valența	n	1
3	c.m.m.m.c.	$n \cdot 1 = n$	
4	Indici	$\frac{n}{n} = 1$	$\frac{n}{1} = n$
5	Formula generală a bazelor	$M(OH)_n$	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



, deci $M(OH)_n$

> *Ce formule au hidroxizii de sodiu și de calciu?*

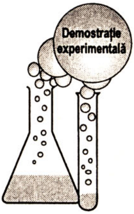
După formula generală, bazele metalelor monovalente sunt de forma MOH, a celor divalente $M(OH)_2$, a celor trivalente $M(OH)_3$ etc.

6.2.5 Metode generale de obținere a bazelor

Bazele solubile se obțin în laborator prin două metode:

– reacția metalelor puternic electropozitive cu apa (vezi paragraful 4.4.2);

– reacția oxizilor metalici cu apă (vezi paragraful 6.1.6).

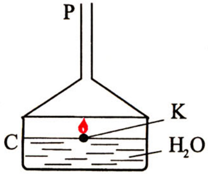


Demonstrație experimentală

Cu măsuri de precauție se efectuează reacția potasiului cu apa. Cristalizatorul C se acoperă cu o pâlnie, P, de sticlă și se urmărește desfășurarea reacției, de la distanță. Ce observați?

Atenție! Vasul în care are loc reacția potasiului cu apa nu se lasă neacoperit, întrucât la sfârșitul reacției stropii fierbinți de potasiu și de soluție se pot împrăștia în toate direcțiile.

Explicația fenomenelor. Potasiul reacționează violent cu apa (fig. 6.7). Hidrogenul dezvoltat în timpul reacției se aprinde și arde cu flacără violetă datorită prezenței vaporilor de potasiu. Prezența hidroxidului de potasiu format se pune în evidență cu soluție de fenolftaleină, care se înroșește.



Fig, 6.7. Reacția potasiului cu apa

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$$

Potasiu Apă Hidroxid de potasiu Hidrogen

Oxizii metalelor alcaline şi alcalino-pământoase reacţionează cu apa formând baze. De exemplu:

$$\underset{\text{Oxid de sodiu}}{Na_2O} + \underset{\text{Apă}}{H_2O} = \underset{\text{Hidroxid de sodiu}}{2NaOH}$$

> *Propuneţi metode de obţinere pentru* $Ca(OH)_2$ *şi* $Mg(OH)_2$.

Reacţiile oxizilor de calciu şi magneziu cu apa decurg în mod analog.

Bazele greu solubile în apă se obţin prin reacţia de schimb între o sare solubilă şi o bază alcalină.

Activitate independentă a elevilor

Introduceţi într-o eprubetă 2-3 ml soluţie de sulfat de cupru (fig. 6.8) şi adăugaţi soluţie de hidroxid de sodiu. Ce observaţi?

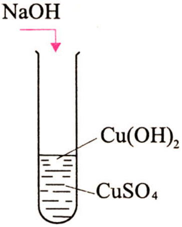


Fig. 6.8. Reacţia sulfatului de cupru cu hidroxidul de sodiu

Explicaţia fenomenelor. Sulfatul de cupru $CuSO_4$ reacţionează cu hidroxidul de sodiu NaOH şi formează un precipitat albastru de $Cu(OH)_2$:

$$\underset{\text{Sulfat de cupru}}{CuSO_4} + \underset{\text{Hidroxid de sodiu}}{2NaOH} = \underset{\text{Hidroxid de cupru}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{Sulfat de sodiu}}{Na_2SO_4}$$

Concluzie. Reacţia dintre o sare solubilă şi o bază puternică conduce la formarea unei alte baze şi o altă sare.

> *Din* $FeCl_3$ *obţineţi* $Fe(OH)_3$, *ştiind că acesta este un hidroxid greu solubil.*

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice: NaOH, HOH, $Mg(OH)_2$, $SO_2(OH)_2$; $Al(OH)_3$; NO_2OH; $Fe(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; $AlCl_3$. Determinaţi care dintre aceste formule corespund bazelor şi stabiliţi denumirea acestora. Argumentaţi alegerea făcută.

2. Care din bazele enumerate la tema **1** se pot obţine în urma reacţiei metalului cu apa? Dar prin reacţia de schimb între o sare solubilă şi o bază alcalină? Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice corespunzătoare.

6.2.6. Proprietățile bazelor

Proprietățile fizice

Bazele solubile şi greu solubile sunt substanțe solide, albe: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$ sau colorate: $Cu(OH)_2$ albastru, $Fe(OH)_3$ brun roşcat.

Soluțiile bazelor solubile sunt leşioase şi lunecoase la pipăit, vatămă pielea şi organismul.

Atenție! Lucrați cu multă grijă cu NaOH şi KOH. Aceste substanțe distrug hainele, pielea şi hârtia.

Acțiunea bazelor asupra indicatorilor

Activitate independentă a elevilor

Turnați soluții de NaOH, KOH şi $Ca(OH)_2$* în trei eprubete diferite (fig. 6.9) şi adăugați câte 2-3 picături de soluție de turnesol. Procedați în mod similar pentru a demonstra acțiunea bazelor asupra fenolftaleinei (fig. 6.10). Ce observați?

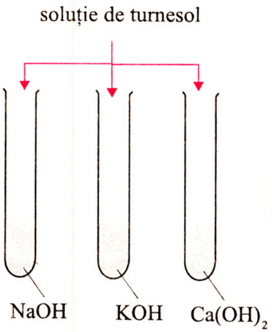


Fig. 6.9
Acțiunea bazelor asupra turnesolului

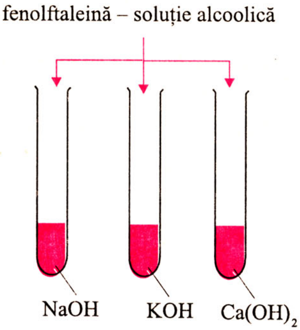


Fig. 6.10
Acțiunea bazelor asupra fenolftaleinei

Concluzie. Toate bazele solubile albăstresc turnesolul şi înroşesc fenolftaleina, proprietăți folosite la identificarea bazelor.

---

* Se va lucra cu soluție limpede de $Ca(OH)_2$ (apă de var)

Reacția de neutralizare. Toate bazele reacționează cu acizii, formând săruri și apă. Reacția chimică dintre un acid și o bază se numește *reacție de neutralizare.*

Activitate independentă a elevilor

Fig. 6.11. Reacția de neutralizare

Puneți într-o capsulă colorată 3 picături de soluție de NaOH și 3 picături de soluție de HCl. Agitați cu grijă lichidul și încălziți ușor capsula (fig. 6.11). Ce observați?

Explicația fenomenelor. Apa se evaporă și în capsulă rămân cristale de sare.

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Hidroxid de sodiu	Acid clorhidric	Clorură de sodiu	Apă

Generalizând, reacția se poate scrie:

$$\text{Bază} + \text{Acid} = \text{Sare} + \text{Apă}$$

Reacțiile bazelor cu oxizii acizi. Bazele reacționează cu oxizii acizi, formând săruri și apă (vezi paragraful 6.1.6).

Reamintim reacția de recunoaștere a dioxidului de carbon:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Hidroxid de calciu	Dioxid de carbon	Carbonat de calciu	Apă

Această reacție stă la baza fenomenului de întărire a amestecului de var stins și nisip, denumit mortar (fig. 6.12). Mortarul servește la legarea cărămizilor între ele și la tencuieli, întrucât hidroxidul de calciu, prin absorbția dioxidului de carbon din aer, se transformă în carbonat de calciu, substanță solidă, insolubilă în apă.

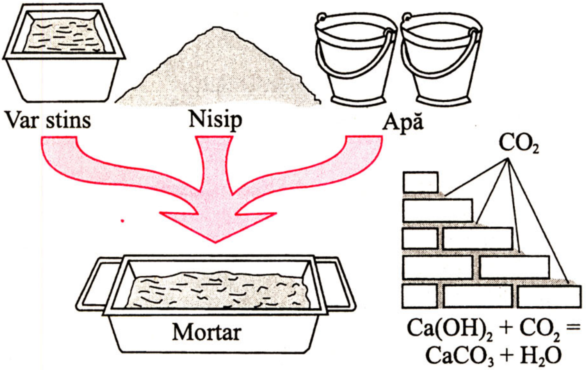


Fig. 6.12. Obținerea și utilizarea mortarului

Reacția bazelor cu sărurile. Bazele solubile, aşa cum s-a văzut în paragraful 6.2.5, reacționează cu sărurile şi formează baze şi săruri noi.

Temă de control

Aplicați proprietățile chimice ale bazelor pentru KOH.

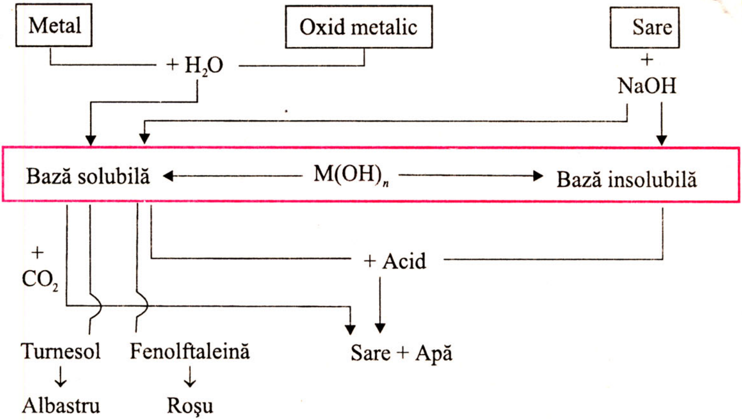
6.2.7. Importanța şi utilizările bazelor

Bazele metalelor alcaline, NaOH şi KOH constituie reactivi frecvent folosiți în laboratoare. În industrie, hidroxidul de sodiu (soda caustică) este utilizat la fabricarea săpunului, la obținerea fibrelor artificiale, la mercerizarea bumbacului, la fabricarea sodei de rufe (Na_2CO_3) etc.

Hidroxidul de calciu constituie o substanță de primă importanță în industrie şi în construcții. Laptele de var (soluție obținută prin dizolvarea $Ca(OH)_2$ în apă) este folosit la văruirea clădirilor, la obținerea mortarului, la fabricarea zemii bordeleze etc. Apa de var este folosită şi în industria zahărului, în medicină, ca neutralizant în intoxicațiile cu soluții acide şi în laborator pentru recunoaşterea CO_2.

Probleme recapitulative

Se să schema-program indicată la pagina 138 şi se cere ca pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme.



1. Din ce clase de substanţe se pot obţine bazele?

2. Cum se pot clasifica bazele? Daţi exemple din fiecare clasă.

3. Ce metodă de obţinere a bazelor solubile şi insolubile cunoaşteţi?

4. Propuneţi două metode de obţinere a hidroxidului de calciu.

5. Propuneţi o metodă de obţinere a hidroxidului de Fe (III).

6. Ce acţiune au bazele solubile asupra indicatorilor?

7. Cu ce substanţe compuse pot reacţiona bazele şi ce produşi rezultă? Exemplificaţi fiecare caz în parte.

8. Comparaţi bazele solubile cu cele insolubile, sub toate aspectele.

9. Particularizaţi schema de mai sus prin substanţe cunoscute. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.

10. Cum se poate obţine practic carbonatul de calciu, pornind de la varul nestins?

11. Cum se poate obţine toeretic sulfatul de potasiu, pornind de la potasiu metalic?

12. Trei sticluţe identice, în care se ştie că erau soluţii de clorură de calciu, hidroxid de potasiu şi apă de var, s-au găsit în laborator neetichetate. Cum se poate identifica conţinutul fiecărei sticluţe?

13. 0,1 moli potasiu reacţionează cu apă şi formează o soluţie bazică. Prin această soluţie bazică se barbotează dioxid de carbon. Cantitatea de carbonat de potasiu (exprimată în grame şi moli) rezultată la sfârşitul acestor procese chimice este: a) 0,5 moli = 6,9 g K_2CO_3; b) 0,05 moli = 6,9 g K_2CO_3; c) 0,05 moli = 13,8 g K_2CO_3; d) 0,5 moli = 69 g K_2CO_3.

14. O soluţie de clorură de fier (III) se tratează cu 0,03 moli hidroxid de sodiu. Peste precipitatul format se toarnă acid sulfuric în exces. Masa de sare formată în final este: a) 4 g $Fe_2(SO_4)_3$; b) 2 g $Fe_2(SO_4)_3$; c) 2 g $Fe_2(SO_4)_3$; d) 0,009 moli $Fe_2(SO_4)_3$.

6.3. Acizi

6.3.1. Definiția acizilor

În capitolele precedente s-a folosit adesea noțiunea de acid (capitolele 4 și 6).

Acizii, întâlniți în lecțiile anterioare sunt:

- acid clorhidric HCl
- acid carbonic H_2CO_3
- acid sulfuric H_2SO_4
- acid sulfuros H_2SO_3

Analizând cu atenție compoziția acizilor, se observă că în molecula oricărui acid intră unul sau mai mulți atomi de hidrogen. Pe de altă parte se știe că hidrogenul din acizi poate fi substituit de către metale cu formare de săruri:

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Acid clorhidric	Zinc	Clorură de zinc	Hidrogen

Din cele două observații de mai sus se deduce definiția acizilor.

> **Acizii sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră, pe lângă atomi ai nemetalelor, unul sau mai mulți atomi de hidrogen, care pot fi substituiți cu atomi de metal, dând naștere la săruri.**

Conform acestei definiții, substanțele chimice cu formulele: HBr, HI, H_2S, HNO_3, HNO_2, H_3PO_4, H_3PO_3 sunt acizi.

6.3.2. Clasificarea acizilor

După compoziție, acizii se pot clasifica în două mari categorii:

– *hidracizi*, cei care conțin în molecula lor numai atomi de hidrogen și de nemetal;

– *oxiacizi* sau acizi oxigenați, cei care conțin în molecula lor, pe lângă atomi de hidrogen și nemetal, și atomi de oxigen. De exemplu:

– hidracizi HCl, HBr, HI, H_2S etc.

– oxiacizi H_2SO_3, H_2SO_4, H_2CO_3 etc.

După numărul atomilor de hidrogen, care pot fi înlocuiți cu metale, acizii se pot împărți în trei mari grupe, și anume:

– *acizi monobazici*, de ex. HCl, HBr, HI, HNO_3, HNO_2;

– *acizi dibazici*, de ex. H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4, H_2CO_3;

– *acizi tribazici*, de ex. H_3PO_4.

6.3.3. Denumirea acizilor

Denumirea hidracizilor se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului* la care se adaugă *sufixul hidric*.

De exemplu: HCl – acidul clor*hidric*,
HBr – acidul brom*hidric*,
H_2S – acidul sulf*hidric*.

Denumirea oxiacizilor, în care nemetalul are valență inferioară, se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului*, la care se adaugă *sufixul os.*

De exemplu: H_2SO_3 – acidul sulfur*os*.
HNO_2 – acidul azot*os* (nitr*os*)

Denumirea oxiacizilor, în care nemetalul are valență maximă, se formează din termenul *acid urmat de numele nemetalului*, la care se adaugă *sufixul ic.*

De exemplu:
H_2SO_4 – acidul sulfur*ic*,
HNO_3 – acidul azot*ic* (nitr*ic*),
H_3PO_4 – acidul fosfor*ic*,
H_2CO_3 – acidul carbon*ic*.

Clasificați și denumiți următorii acizi: HF, HI și H_2SiO_3.

6.3.4. Radicalul acid

Din reacțiile chimice la care au participat acizii, se observă că, în moleculele acestora, pe lângă atomi de hidrogen, se găsesc și atomi sau grupe de atomi, care în timpul reacțiilor se păstrează neschimbate.

Atomul sau grupul de atomi, care intră în compoziția moleculelor acizilor și care în reacțiile chimice rămâne neschimbat se numește radical acid.

Teoretic, radicalul acid provine prin eliminarea totală sau parțială a atomilor de hidrogen din molecula acidului. Convențional, îl vom nota cu A. Valența radicalului acid va fi determinată de numărul atomilor de hidrogen, care au fost substituiți sau eliminați din molecula acidului. De exemplu:

- radicalul acidului clorhidric HCl va fi: Cl(I);
- radicalii acidului sulfhidric H_2S vor fi: (HS)(I) și S(II);
- radicalii acidului sulfuric H_2SO_4 vor fi: (HSO_4)(I) și (SO_4)(II);
- radicalii acidului fosforic H_3PO_4 vor fi: (H_2PO_4)(I); (HPO_4)(II) și (PO_4)(III).

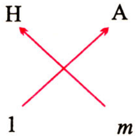
6.3.5. Formula generală a acizilor

Aplicând raționamentul cunoscut, formula generală a acizilor se obține astfel:

Tabelul 6.3

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor
1	Părțile componente	H A
2	Valența	1 m
3	C.m.m.m.c.	$1 \cdot m = m$
4	Indici	$\frac{m}{1} = m$ $\frac{m}{m} = 1$
5	Formula generală a acizilor	H_mA

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



, deci H_mA

Înlocuind pe A cu radicalii cunoscuți, și pe m cu valența acestora, se pot obține formulele acizilor. De exemplu:

Pentru A = Cl(I) se obține formula HCl – acidul clorhidric.

Pentru A = HS(I) se obține formula H_2S – acidul sulfhidric.

Pentru A = S(II) se obține formula H_2S – acidul sulfhidric.

Pentru A = PO_4(III) se obține formula H_3PO_4 – acidul fosforic.

Teme de control

1. Deduceți formulele acizilor indicați mai jos utilizând informațiile date: acidul fluorhidric... A = ionul monovalent al fluorului;

acidul silicic... A = SiO_3; m = 2.

2. Cărei categorii de acizi aparține fiecare acid specific în exercițiul precedent (1)?

3. Amoniacul, NH_3 și metanul, CH_4 sunt substanțe compuse, care cuprind în compoziția lor hidrogen. Sunt aceste substanțe chimice acizi? Argumentați răspunsul.

6.3.6. Metode generale de obținere a acizilor

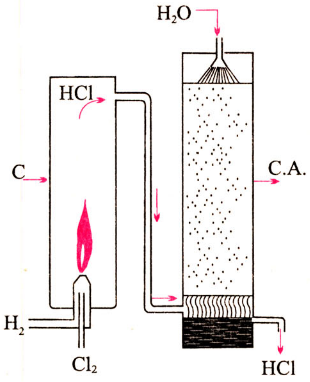


Fig. 6.13. Sinteza industrială a acidului clorhidric

Hidracizii se pot obține prin sinteză. De exemplu:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl\uparrow$$

Hidrogen Clor Acid clorhidric

În industrie, sinteza acidului clorhidric este realizată prin arderea hidrogenului într-o atmosferă de clor, într-un cuptor special *C* (fig. 6.13). Acidul clorhidric gazos rezultat este introdus în coloana de absorbție *C.A.*, unde se dizolvă în apa care curge în contracurent. Se obține soluție de acid clorhidric.

În țara noastră, se obține acid clorhidric la Govora, Onești, Turda etc.

Oxiacizii se pot obține din oxizii acizi prin reacție cu apă. De exemplu:

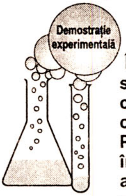
$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

Trioxid de sulf Apă Acid sulfuric

Reacția de mai sus este întâlnită într-una din etapele de obținere industrială a acidului sulfuric.

În țara noastră, acidul sulfuric se obține la Năvodari, Turnu-Măgurele, Valea Călugărească etc.

Cea mai frecventă metodă de laborator, utilizată atât pentru hidracizi, cât și pentru oxiacizi, constă în *tratarea sărurilor cu acizi mai puternici*.



Demonstrație experimentală

Într-un balon se introduce clorură de sodiu solidă. Se astupă balonul cu un dop prevăzut cu două orificii, în care se montează o pâlnie cu robinet și un tub de culegere (fig. 6.14). Prin pâlnie se toarnă soluție de H_2SO_4, se încălzește cu grijă balonul, pe sită, și se culege acidul clorhidric gazos rezultat într-un cilindru, astupat cu un dop de vată.

Ce observați?

Explicația fenomenelor. Acidul sulfuric pune în libertate acidul clorhidric din sarea sa, NaCl.

$$2NaCl(s) + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl(g)\uparrow$$

Clorură de sodiu Acid sulfuric Sulfat de sodiu Acid clorhidric

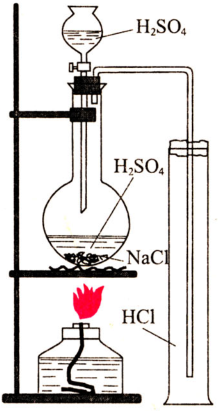


Fig. 6.14 Obținerea acidului clorhidric în laborator

Prezența acidului clorhidric gazos se pune în evidență cu ajutorul unei hârtii albastre de turnesol umezită, care se înroșește când este adusă la gura cilindrului.

> *Cum credeți că se obține acidul azotic (nitric)* HNO_3 ?

6.3.7. Proprietățile acizilor

Proprietăți fizice

Acizii sunt substanțe gazoase (HCl), lichide (H_2SO_4, HNO_3) și solide (H_3PO_4). Se dizolvă în apă, formând soluții cu gust acrișor și bune conducătoare de electricitate.

Atenție! Aviditatea acidului sulfuric față de apă este foarte mare. De aceea, când dizolvăm acidul sulfuric, se lasă să se prelingă treptat, pe o baghetă de sticlă acidul în apă și nu invers (fig. 6.15).

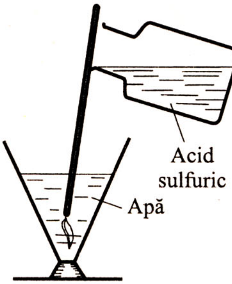


Fig. 6.15. Dizolvarea acidului sulfuric în apă

Acțiunea acizilor asupra indicatorilor

În toate cazurile precedente prezența acizilor s-a pus în evidență prin proprietatea acestora de a modifica culoarea turnesolului.

Activitate independentă a elevilor

Turnați soluții de HCl, H_2SO_4 și HNO_3 în trei eprubete și introduceți în fiecare eprubetă 2-3 picături de soluție de turnesol (fig. 6.16). Ce observați?

Repetați experiența folosind drept indicator fenolftaleina (fig. 6.17). Ce observați?

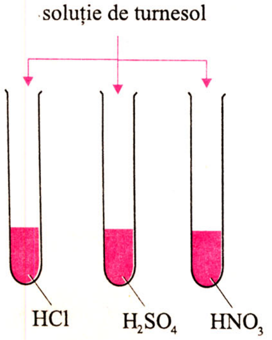


Fig. 6.16. Acțiunea acizilor asupra turnesolului

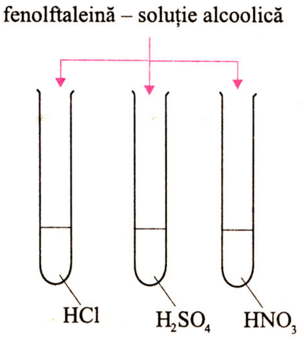


Fig. 6.17. Acțiunea acizilor asupra fenolftaleinei

Explicația fenomenelor. Acizii înroşesc soluția de turnesol. Fen ftaleina rămâne incoloră în mediu acid.

Proprietăți chimice

Acizii dau reacții caracteristice, care au fost întâlnite în cursul lecțiilor precedente.

Reacția acizilor cu metalele

Activitate independentă a elevilor

Într-o eprubetă se tratează granule de zinc cu acid sulfuric, iar în altă eprubetă pilitură de fier cu acid clorhidric. Ce observați? Încercați natura gazului cu un chibrit aprins.

Explicația fenomenelor. Se dezvoltă hidrogen, care arde cu o flacără albastră.

Ecuațiile reacțiilor care au avut loc sunt:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

Zinc	Acid sulfuric	Sulfat de zinc	Hidrogen

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Fier	Acid clorhidric	Clorură de fier (II)	Hidrogen

Concluzie. Acizii reacționează cu unele metale, formând săruri şi eliberând hidrogenul.

Reacția acizilor cu oxizii metalelor

Activitate independentă a elevilor

În două eprubete tratați oxidul de cupru (II), CuO, cu soluții diluate de acid clorhidric şi acid sulfuric. Ce observați?

Explicația fenomenelor. Culoarea verde a soluției din prima eprubetă indică prezența clorurii de cupru (II). Culoarea albastră a soluției din a doua eprubetă indică prezența sulfatului de cupru (II).

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$

Oxid de cupru (II)	Acid clorhidric	Clorură de cupru(II)	Apă

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Oxid de cupru (II)	Acid sulfuric	Sulfat de cupru(II)	Apă

Concluzie. Acizii reacționează cu oxizii bazici, formând săruri şi apă.

Reacția de neutralizare

Acizii reacționează cu bazele, formând săruri şi apă, conform reacției generale:

$$\text{Acid} + \text{Bază} = \text{Sare} + \text{Apă}$$

Reacția acizilor cu sărurile

Activitate independentă a elevilor

1. Într-o eprubetă tratați soluție de acid clorhidric cu soluție de azotat de argint. Ce observați?

2. În altă eprubetă, tratați carbonatul de calciu cu acid sulfuric. Încercați natura gazului cu un chibrit aprins. Ce observați?

Explicația fenomenelor. Concluzii. 1. Se formează imediat un precipitat alb-brânzos de clorură de argint.

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Acid clorihidric, Azotat de argint, Clorură de argint, Acid azotic

> Reacția are o deosebită importanță, întrucât ea constituie reacția de recunoaştere a acidului clorhidric şi a clorurilor.

2. Se degajă energic un gaz, care nu arde şi nu întreține arderea, dioxidul de carbon.

Dioxidul de carbon a rezultat în urma descompunerii acidului carbonic H_2CO_3, care este nestabil:

$$CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2CO_3$$

Carbonat de calciu, Acid sulfuric, Sulfat de calciu, Acid carbonic

$$H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Experimental s-a dovedit că tratarea oricărui carbonat cu acizi conduce la degajarea energică a dioxidului de carbon. Reacția este folosită la recunoaşterea carbonaților.

> *Deduceți proprietățile acidului azotic (nitric)*

Reacțiile în care se produce o degajare tumultoasă de gaz se numesc reacții *cu efervescență*. Din reacțiile acizilor cu sărurile se obțin acizi şi săruri noi.

> Deci, generalizând cazurile se poate scrie:
> $$Acid_1 + Sare_2 = Acid_2 + Sare_1$$

Temă de control

Care vor fi acțiunile acizilor clorhidric HCl şi sulfuric H_2SO_4 asupra magneziului Mg, oxidului de magneziu MgO, hidroxidului de magneziu $Mg(OH)_2$ şi carbonatului de magneziu $MgCO_3$?

Scireți ecuațiile reacțiilor chimice corespunzătoare.

6.3.8. Importanța şi alte utilizări ale acizilor

Pe tot parcursul capitolului s-au amintit aplicațiile reacțiilor şi ale proprietăților acizilor. Importanța acizilor este însă atât de mare încât prezentarea utilizării acestora este departe de a fi epuizată. De aceea, în continuare se vor prezenta alte întrebuințări ale acizilor studiați.

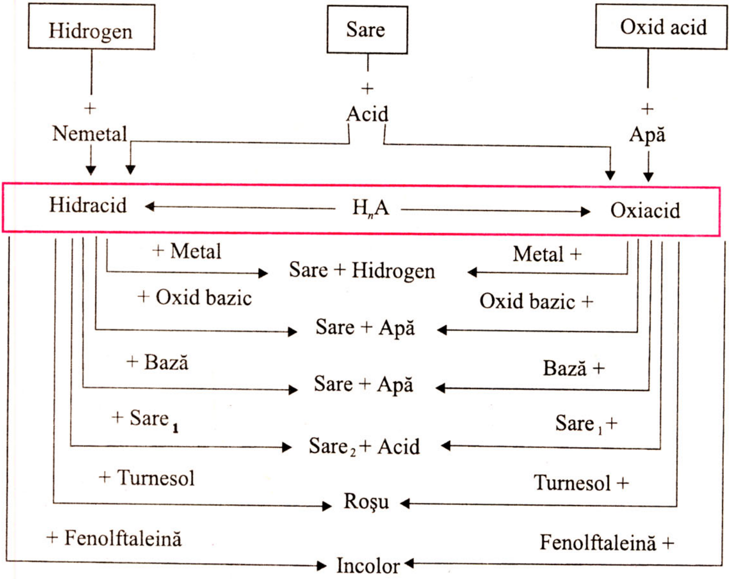
Acidul clorhidric se folosește la obținerea în laborator a hidrogenului, clorului, a clorurilor și a altor acizi mai slabi. În industriile coloranților, medicamentelor, pielăriei, textilelor și maselor plastice, acidul clorhidric este un reactant de neînlocuit.

Acidul sulfuric (numit popular vitriol) este pe bună dreptate considerat sângele industriei. El se utilizează la obținerea sulfaților, a îngrășămintelor chimice, a hidracizilor (HCl) și oxiacizilor (HNO_3, H_3PO_4), de asemenea, în industria farmaceutică, a explozivilor, coloranților, petrolieră etc. Acidul sulfuric este o substanță indispensabilă industriei.

Acidul azotic își găsește și el largi utilizări în industria îngrășămintelor chimice, a explozivilor, a coloranților, a firelor și fibrelor sintetice etc.

Probleme recapitulative

Se dă schema-program indicată mai jos și se cere ca pe baza informațiilor cuprinse în schemă să se rezolve următoarele probleme:



1. Din ce clase de substanțe se pot obține acizii?
2. Cum se pot clasifica acizii? Dați exemple din fiecare clasă.
3. Ce metode de obținere a hidracizilor și oxiacizilor cunoașteți?
4. Propuneți două metode de obținere a acidului sulfuros.
5. Propuneți două metode de obținere a acidului azotic.

6. Ce acțiune au acizii asupra indicatorilor?

7. Cu ce substanțe pot reacționa acizii?

8. Ce produși rezultă în urma reacțiilor acizilor cu diferite substanțe compuse?

9. Comparați, sub toate aspectele, acizii oxigenați cu hidracizii (compoziție, denumire, metode de obținere, proprietăți fizice, chimice și utilizări).

10. Particularizați schema dată prin substanțe cunoscute. Scrieți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare transformărilor cuprinse în schemă.

11. Pornind de la hidrogen, obțineți, prin cât mai multe metode posibile, clorura de zinc.

12. Pornind de la azotatul de sodiu, obțineți, prin cel puțin două metode, azotatul de magneziu.

13. În patru sticluțe identice, neetichetate, se știe că sunt soluții de KOH, H_2SO_4, $CuSO_4$ și HCl. Cum se poate identifica conținutul fiecărei sticluțe?

14. Se tratează 11,7 g clorură de sodiu cu acid sulfuric. Acidul clorhidric rezultat atacă zincul metalic. Masa clorurii de zinc rezultată la sfârșitul acestui șir de reacții este: a) 136 g $ZnCl_2$; b) 1,36 g $ZnCl_2$; c) 13,6 g $ZnCl_2$; d) 13,6 kg $ZnCl_2$.

15. Cu ce substanțe ar putea reacționa acidul clorhidric pentru a se obține clorură de cupru (II), clorură de fier (III) și clorură de argint. Cunoscând că de fiecare dată se folosesc 146 g acid clorhidric, cantitățile *x*, *y* și *z* din sărurile mai sus-menționate sunt: a) 27 g $CuCl_2$ – 21,66 g $FeCl_3$ – 57,4 g AgCl; b) 270 g $CuCl_2$ – 21,66 g $FeCl_3$ – 57,4 kg AgCl; c) 270 kg $CuCl_2$ – 216,66 kg $FeCl_3$ – 57,4 g AgCl; d) 270 g $CuCl_2$ – 216,66 g $FeCl_3$ – 574 g AgCl.

6.4. Săruri

6.4.1. Definiția sărurilor

S-a văzut că sărurile sunt substanțe compuse care, teoretic, rezultă prin substituirea totală sau parțială a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale.

Sărurile sunt substanțe compuse în a căror compoziție intră atomi de metal și radicali acizi.

Exemple de săruri întâlnite în lecțiile precedente:

– clorură de sodiu NaCl – sulfat de sodiu Na_2SO_4,
– clorură de cupru (II) $CuCl_2$, – sulfat de cupru (II) $CuSO_4$,
– clorură de zinc $ZnCl_2$, – azotat sau nitrat de argint $AgNO_3$.

6.4.2. Clasificarea sărurilor

După compoziție, sărurile se pot clasifica în două mari grupe:

– *săruri neutre*, care provin prin substituirea totală a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale;

– *săruri acide*, care provin prin substituirea parțială a atomilor de hidrogen din molecula unui acid cu metale.

Toate sărurile enumerate la 6.4.1. sunt săruri neutre.

Exemple de săruri acide: $NaHSO_4$ şi Na_2HPO_4.

6.4.3. Denumirea sărurilor

Denumirea sărurilor se stabileşte după următoarele reguli:

– *Sărurile provenite din hidracizi* se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *ură*, urmat de numele metalului. De exemplu:

HCl →

$NaCl$	$CaCl_2$	$AlCl_3$
Clor*ură* de sodiu	Clor*ură* de calciu	Clor*ură* de aluminiu

– *Sărurile provenite din oxiacizi*, în care *nemetalul prezintă valență inferioară*, se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *it*, urmat de numele metalului. De exemplu:

H_2SO_3 →

Na_2SO_3	$CaSO_3$	$Al_2(SO_3)_3$
Sulf*it* de sodiu	Sulf*it* de calciu	Sulf*it* de aluminiu

– *Sărurile provenite din oxiacizi*, în care *nemetalul prezintă valență superioară*, se denumesc prin numele nemetalului, la care se adaugă sufixul *at*, urmat de numele metalului. De exemplu:

H_2SO_4 →

Na_2SO_4	$CaSO_4$	$Al_2(SO_4)_3$
Sulf*at* de sodiu	Sulf*at* de calciu	Sulf*at* de aluminiu

În cazul sărurilor ce cuprind metale cu valență variabilă, la denumirea metalului se adaugă şi valența acestuia. De exemplu: $FeCl_2$ – clorură de Fe(II) şi $FeCl_3$ – clorură de Fe(III).

...rile acide se denumesc după aceleaşi reguli, dar între numele ...i, cu sufixul respectiv, şi cel al metalului, se intercalează termenul ... exemplu:

...$_3$ – sulf*it acid* de sodiu sau, după I.U.P.A.C., hidrogenosulfit de sodiu,

...SO_4 – sulf*at acid* de sodiu sau, după I.U.P.A.C., hidrogenosulfat de sodiu.

> *Clasificaţi şi denumiţi sărurile*:
> KCl, CaS, KHS, K_2SO_3, $KHSO_4$.

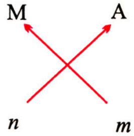
6.4.4. Formula generală a sărurilor

Formula generală a sărurilor se determină aplicând raţionamentul cunoscut.

Tabelul 6.4

Nr. crt.	Etapele de lucru	Rezolvarea etapelor	
1	Părţile componente	M	A
2	Valenţa	n	m
3	C.m.m.m.c.	$n \cdot m$	
4	Indici	$\frac{n \cdot m}{n} = m$	$\frac{n \cdot m}{m} = n$
5	Formula generală a sărurilor	M_mA_n	

Mai simplu, formula generală se poate stabili astfel:



, deci M_mA_n

Înlocuind pe M cu diverse metale, a căror valenţă este cunoscută, iar pe A cu radicalii acizilor cunoscuţi, se pot determina formulele sărurilor corespunzătoare. De exemplu:

M_mA_n

M	n	A	m	Formula	Denumirea s[illegible]
Fe	3	Cl	1	$FeCl_3$	Clorură de fier (II[illegible]
Ca	2	HSO_4	1	$Ca(HSO_4)_2$	Sulfat acid de calc[illegible]
K	1	SO_4	2	K_2SO_4	Sulfat de potasiu
Na	1	PO_4	3	Na_3PO_4	Fosfat de sodiu
Ca	2	HCO_3	1	$Ca(HCO_3)_2$	Carbonat acid de calciu

Temă de control

Încercați să denumiți, conform nomenclaturii I.U.P.A.C., sărurile din tabelul 6.5.

6.4.5. Metode generale de obținere a sărurilor

Din lecțiile precedente a rezultat că sărurile se pot obține prin numeroase metode, pornind fie de la substanțe compuse (acizi, baze, oxizi, săruri), fie de la substanțe simple, așa cum reiese din tabelul 6.6.

Tabelul 6.6.

Nr. crt.	Metoda de obținere	Ecuația reacției chimice Exemple
1	Sinteză	$Fe + S = \mathbf{FeS}$
2	Tratarea bazelor cu oxizi acizi	$Ca(OH)_2 + CO_2 = \mathbf{CaCO_3}\downarrow + H_2O$
3	Neutralizarea acizilor cu baze	$HCl + NaOH = \mathbf{NaCl} + H_2O$
4	Tratarea sărurilor solubile cu baze	$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + \mathbf{Na_2SO_4}$
5	Acțiunea acizilor asupra metalelor	$Zn + H_2SO_4 = \mathbf{ZnSO_4} + H_2\uparrow$
6	Acțiunea acizilor asupra oxizilor metalici	$CuO + 2HCl = \mathbf{CuCl_2} + H_2O$
7	Acțiunea acizilor asupra sărurilor	$HCl + AgNO_3 = \mathbf{AgCl}\downarrow + HNO_3$

Teme de control

1. Se dau următoarele formule chimice: Na_2O; $Mg(OH)_2$; H_2SO_4; Na_2HPO_4; Na_2SO_4; Al_2O_3; KOH; HNO_3; $Al_2(SO_4)_3$; $KHSO_4$ și se cere:

– să se sublinieze cu roșu oxizii, cu albastru bazele, cu verde acizii și cu galben sărurile;